TRATTATO ELEMENTARE

DI

CHIMICA INORGANICA

DI

R. PIRIA

QUINTA EDIZIONE

CON UNDICI TAVOLE INCISE IN RAME

NAPOLI
STAMPERIA E CARTIERE DEL FIBRENO
Strada Trinità Maggiore 26
1853

TRATTATO ELEMENTARE

DI CHIMICA INORGANICA

STATO NATURALE DE' CORPI

I Corpi di cui si compone la crosta della terra sono talmente variati per la forma, e per i caratteri con cui manifestano la loro esistenza, che colui il quale giudicasse della natura di essi dalle apparenze esteriori, sarebbe tentato di credere, che i materiali da cui sono formati sono anch'essi di natura differentissima ed oltremodo numerosi. Nondimeno l'esperienza ha dimostrato che la massima parte de'corpi naturali, sottoposti a certe operazioni chimiche, si scindono in parecchi altri, che differiscono fra di essi, non meno che da quelli da cui sono stati prodotti. Sottoponendo ad altre esperienze i prodotti così ottenuti, si hanno spesso delle nuove sostanze che differiscono dalle prime e dalle seconde, e continuando allo stesso modo, si giunge in ultimo a certe forme di materia, che resistono senza alterarsi a tutti gli agenti di decomposizione conosciuti, e però si chiamano *corpi semplici*, *elementi*, o meglio *corpi indecomposti*.

Il numero de' corpi indecomposti dipende essenzialmente dal grado di perfezione de'metodi impiegati per esaminarli, per modo che quando tali metodi erano ancora molto imperfetti, si riguardarono come semplici molte sostanze, che poi furono trovate composte, quali la potassa, la soda, la calce, la silice ec. Viceversa vi fu un tempo in cui si ritennero come composti altri corpi che più tardi furono riconosciuti semplici, come p. e. il cloro. Per conseguenza non sarebbe impossibile che si trovassero in avvenire composti alcuni, e forse anche tutti i corpi che nello stato attuale della scienza riguardiamo come semplici, quando si potranno impiegare degli agenti di decomposizione molto più attivi di quelli che possediamo oggigiorno.

Nello stato attuale della Chimica si ammettono 62 corpi semplici, i quali combinandosi gli uni cogli altri in tutti i modi immaginabili ed in diverse proporzioni, danno origine all'interminabile serie di corpi che costituiscono la crosta terrestre, sola parte del nostro pianeta accessibile all'osservazione, ed a tanti altri che non si trovano in natura e che il Chimico può formare artificialmente.

I Chimici ed i Fisici considerano i corpi, siccome degli ammassi o aggregati d'innumerevoli particelle materiali, alle quali danno il nome di *atomi* o di *molecole*. Questa teorica relativa alla struttura intima dei corpi non può dimostrarsi nè coll'osservazione, nè col ragionamento; per cui non ha altro valore che quello d'una semplice ipotesi. Ciò non ostante, una volta ammessa, si applica felicemente alla spiegazione di tutti i fenomeni chimici. Secondo questa teorica, i corpi semplici risultano dall'aggregazione di atomi della stessa natura; mentre invece i corpi composti sono formati di atomi di natura diversa. Così p. e. il solfo, che è un corpo semplice, non contiene che atomi di solfo, mentre l'acqua, che è un corpo composto, contiene atomi di due specie diverse, cioè atomi di ossigeno ed atomi d'idrogeno.

Intanto gli atomi o molecole di cui si ragiona, non si trovano isolati alla superficie terrestre, ma riuniti insieme in gruppi più o meno numerosi, costituiscono i corpi quali si presentano alla nostra osservazione. Questo fatto conduce naturalmente ad ammettere un'attrazione che ravvicina le molecole le une alle altre, la quale è generalmente conosciuta col nome di *attrazione molecolare*. L'attrazione molecolare talvolta si esercita fra molecole della stessa natura, ed in tal caso si chiama *coesione*, tal altra agisce fra molecole di natura diversa, ed allora prende il nome di *affinità*. La coesione e l'affinità differiscono ancora per gli effetti con cui si manifestano; e difatto mentre la coesione non altera le proprietà delle molecole che congiunge insieme, l'affinità al contrario ne modifica talmente i caratteri, che non è più possibile ravvisarli nel composto che risulta dalla loro unione. Di questo mezzo appunto si serve la natura per formare con pochi materiali primitivi la estesa catena degli esseri così variati che popolano la superficie della terra.

COESIONE

Si chiama *coesione* quella specie di attrazione molecolare per cui gli atomi de' corpi si mantengono aderenti gli uni agli altri, ed oppongono una resistenza più o meno grande a tutto ciò che tende a separarli. I suoi effetti non si manifestano a distanze visibili, sicchè per aver luogo si richiede il contatto apparente. La cagione occulta di quest'attrazione è una forza, che può chiamarsi *forza di coesione*.

Tutti i corpi si dilatano in ogni direzione quando vengono riscaldati, e viceversa diminuiscono di volume quando si raffreddano. Questo fatto dimostra in modo evidentissimo che le loro molecole non si toccano scambievolmente, e che fra l'una e l'altra è interposta una certa distanza, la quale cresce col riscaldamento e diminuisce col freddo, d'onde l'aumento o la diminuzione del volume totale del corpo, che è la somma degli aumenti o delle diminuzioni parziali di questi spazii intermolecolari.

Poichè il calorico fa crescere la distanza che separa le molecole dei corpi, la sua azione deve riguardarsi come diametralmente opposta a

quella della coesione che tende a ravvicinarle. Il predominio dell'una o dell'altra di queste due forze è la cagione de'diversi stati in cui i corpi si presentano. Però quando la coesione è maggiore della ripulsione calorifica, i corpi sono solidi come il marmo, il ferro, il legno, ec.; se la ripulsione supera la coesione, i corpi sono gassosi, come l'aria; se finalmente l'attrazione è debolissima e quasi controbilanciata dalla ripulsione, i corpi sono liquidi, come l'acqua, l'olio, il mercurio.

Stato de'corpi. — I corpi si conoscono in tre forme o stati diversi, cioè *solidi*, *liquidi* ed *aeriformi*. Ne'corpi solidi la coesione supera le altre forze che simultaneamente agiscono sulle molecole di essi, e però hanno delle forme indipendenti dalla posizione e dalle altre condizioni in cui si trovano. Tale proprietà caratterizza così bene questo stato della materia, che basta essa sola a distinguerlo dagli altri due. Per la qual cosa quando si dice che tal corpo ha la forma di cilindro, di cubo, di sfera ec., s'intende implicitamente che il corpo di cui si parla è allo stato solido.

Ne'liquidi gli effetti contrarii del calorico e della coesione si fanno equilibrio, però le loro molecole sono dotate di libero movimento, e cambiano la loro posizione relativa per ogni urto che venga comunicato ad esse, o per ogni altra cagione che ne disturbi lo stato di quiete. Ne'corpi liquidi la forma non dipende, come ne'solidi, dalla posizione relativa delle molecole onde sono composti; ma siccome queste ultime obbediscono all'azione della gravità, essi liquidi si modellano sulla forma de'vasi in cui sono contenuti, e prendono una superficie piana e parallela all'orizzonte. Quindi un liquido sarà sferico, cubico, conico, cilindrico, se il vaso in cui è rinchiuso ha la forma di sfera, di cubo, di cono, di cilindro ec. Nulladimeno il volume de'liquidi resta invariabile finchè non varia la temperatura, e non dipende dalla capacità de'recipienti.

I corpi aeriformi non hanno come i solidi una forma determinata, nè come i liquidi un volume costante. La ripulsione delle loro molecole vince l'effetto della coesione e della gravità, sicchè si espandono per ogni verso, e non sono ritenuti che dalla resistenza delle pareti de'vasi in cui sono rinchiusi, di cui prendono la forma ed il volume. Alcuni di essi alla temperatura dell'ambiente sono liquidi o solidi, come l'acqua, il mercurio, il solfo, e solo diventano aeriformi quando vengono sufficientemente riscaldati; altri al contrario si mantengono allo stato aeriforme anche all'ordinaria temperatura, come l'ossigeno, l'idrogeno, il cloro, l'ammoniaca. Si distinguono i primi col nome speciale di *vapori*, mentre gli ultimi si chiamano *gas*. Molti gas perdono lo stato gassoso come vengono sottoposti ad un freddo molto intenso, ovvero ad una forte pressione, e si chiamano *gas non permanenti*, o *gas coercibili*. Altri al contrario restano gassosi ad ogni temperatura e sotto qualunque pressione, e si chiamano *gas permanenti*. Del resto queste distinzioni sono di pochissimo valore, mentre finchè i corpi aeriformi si mantengono in questo stato, sono sottoposti

alle stesse leggi, e tutta la differenza fra gas e vapori, fra gas permanenti e gas coercibili consiste nel diverso grado di freddo che bisogna impiegare per produrre il cambiamento di stato.

I corpi solidi si dilatano col riscaldamento, senza perdere i caratteri della solidità, riscaldati di più, seguitano a dilatarsi, ma finalmente diventano liquidi. Questo passaggio dallo stato solido allo stato liquido si domanda *fusione*, e la temperatura necessaria a produrlo è costante per ciascun corpo, cioè si richiede sempre lo stesso grado di calore per ottenere la fusione di una data sostanza. Sono al contrario differentissime le temperature che si richiedono per produrre la fusione di corpi diversi, come apparisce dal seguente prospetto:

Ghiaccio si fonde	0°	Stagno	230°
Sego.	33	Bismuto	246
Fosforo	44	Piombo.	334
Sparmaceto	49	Zinco	370
Cera bianca	68	Antimonio	425
Iodo.	107	Argento	1022
Solfo.	113		

La temperatura di un corpo che comincia a fondersi, resta invariabile finchè tutta la massa solida non è liquefatta. Prima che quest' ultima condizione sia adempiuta, ogni ulteriore quantità di calorico che viene somministrata s' impiega a produrre il cambiamento di stato, e per conseguenza diviene latente.

I liquidi si dilatano anch' essi quando vengono riscaldati, ma arrivati ad un certo grado di calore, lasciano lo stato liquido e diventano aeriformi. Questo passaggio si chiama *ebollizione*, ed esige in ciascun corpo lo stesso grado di calore per aver luogo, purchè resti invariabile la pressione alla quale è sottoposto il liquido bollente. Intanto i diversi corpi richiedono per bollire temperature differentissime. Così sotto la pressione di 76 centimetri di mercurio, che è la pressione media dell' atmosfera terrestre al livello del mare,

Etere bolle	36°	Nafta.	160°
Solfuro di carbonio. . . .	47	Fosforo	290
Alcole.	78	Acido solforico	326
Acqua.	100	Mercurio	360
Essenza di trementina . . .	157		

Vi sono parecchi corpi solidi, che a qualunque grado di calore vengano esposti, non si fondono, e però si chiamano corpi *infusibili* o *refrattari*. Ve ne ha degli altri che coll' azione del riscaldamento non si possono far passare allo stato di vapore, e si dicono *fissi*. Ciò avviene perchè la fusione de' primi, e la volatilizzazione degli ultimi esige un grado di calore più forte di quello che si può ottenere coi mezzi attualmente conosciuti.

zo indicato. Di questo numero sono il vetro, l'acido borico, l'acid fosforico ec., i quali prima di solidificarsi diventano pastosi e plastic sicchè si prestano facilmente ad ogni genere di lavoro. Questa prezios proprietà è appunto quella che permette di lavorare il vetro, e senza d essa l'arte vetraria non esisterebbe.

Per ottenere de'cristalli voluminosi e regolari, conviene che il liquido nel quale si formano, si raffreddi il più lentamente possibile, e resti in perfetto riposo. Al contrario il rapido abbassamento di temperatura e l'agitazione producono cristalli di piccolo volume e confusi.

Le forme di tali cristalli si mostrano d'una costanza o di una regolarità meravigliosa. E quantunque si conoscano migliaia di forme diverse ne'cristalli naturali ed in quelli ottenuti coi mezzi dell'arte, pure sono sottoposte a certe leggi generali, da cui non si dipartono giammai, sicchè tutte si possono far derivare da poche forme fondamentali. L'esame delle forme cristalline de' corpi è sopra ogni altro importantissimo, perchè di tutti i fenomeni fisici della materia la cristallizzazione è senza dubbio quello che più strettamente dipende dall'intima sua struttura: nulladimeno siccome non potrei entrare in un tale esame senza oltrepassare i limiti di un libro elementare, chi desiderasse maggiori schiarimenti, potrà consultare con profitto i trattati speciali di cristallografia.

In generale ogni corpo prende cristallizzando una certa forma, notevole per la costanza degli angoli, ovvero delle forme dipendenti da quella. Pur tuttavia vi ha de' corpi i quali danno dei cristalli che non è possibile far derivare dalla stessa forma fondamentale: i corpi che presentano questa particolarità si domandano *dimorfi* o *polimorfi*, secondo che sono due o più le forme incompatibili dalle quali derivano.

Dall'altro lato occorrono sovente de' cristalli che presentano f[illegible] geometricamente simili, non ostante la diversa natura chimica d[illegible] componenti. I corpi che si trovano in questo caso si chiamano i[illegible]*fi*. Vedremo in seguito le relazioni che si osservano tra la forma [illegible]stallina de' corpi e la loro chimica composizione.

AFFINITÀ

Quando si mescolano insieme corpi di diversa natura, spesso [illegible]ne che si uniscono per formare un composto, in cui spariscono [illegible]mitivi caratteri de'componenti. Si dice allora che i corpi si sono [illegible]binati, e la cagione da cui la combinazione è prodotta si doman[illegible]*nità*. Bisogna adunque considerare l'affinità siccome una parti[illegible] specie di attrazione che manifestano le une per le altre le mo[illegible] dei corpi di natura diversa. La forza che è causa di tale attr[illegible]ne, agisce su tutt'i corpi indistintamente, ma inegualmente sopra[illegible]sermo, per modo che alcuni composti sono dotati di grandissima [illegible]lità, e per separare i loro elementi bisogna ricorrere ai mezzi pi[illegible]

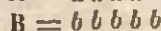
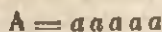
tenti di decomposizione, dove altri invece si decompongono appena vengono riscaldati. L'acido carbonico si combina coll'ossido di piombo, colla calce, colla barite, formando i rispettivi *carbonati di piombo*, *di calce*, *di barite*. Se si riscaldano questi composti per mezzo di una lampada a spirito di vino, il primo si decompone ne' suoi componenti ad un grado di calore non molto elevato, il secondo al calor rosso, l'ultimo resiste al più forte grado di calore che si può ottenere col mezzo indicato. Questa esperienza comparativa dimostra nel modo più evidente che l'acido carbonico ha un'affinità debole per l'ossido di piombo, maggiore per la calce, fortissima per la barite. L'ossigeno ha per il ferro un'affinità molto maggiore che per l'argento, però l'ossido di ferro non si decompone quando viene riscaldato, l'ossido d'argento al contrario lascia sviluppare tutto il suo ossigeno.

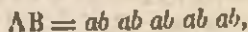
In chimica si profitta dell'inegual grado di affinità che hanno i corpi, per decomporre alcune combinazioni, ed isolare certe sostanze, che la natura non ci presenta che allo stato di combinazione. Così un acido energico decompone i sali che contengono un acido più debole, questo ultimo diviene libero, ed il primo prende il suo posto. Il carbonato di barite è decomposto dall'acido acetico, che si combina colla barite per formare acetato di barite, mentre l'acido carbonico si sviluppa. L'acetato di barite è decomposto allo stesso modo dall'acido nitrico, ed il nitrato di barite dall'acido solforico. Onde risulta che per la barite l'acido solforico ha più affinità dell'acido nitrico, l'acido nitrico più dell'acido acetico, e questo più dell'acido carbonico. Per la stessa ragione se si mette del mercurio in contatto del cloruro d'argento, l'argento resta isolato e si forma cloruro di mercurio; quest'ultimo viene similmente decomposto dal rame che ne precipita il mercurio; il cloruro di rame è precipitato dal ferro, ed il cloruro di ferro dallo zinco. Quindi le affinità de'metalli anzidetti per il cloro stanno nell'ordine seguente: Zinco, Ferro, Rame, Mercurio, Argento.

Sebbene il più delle volte le combinazioni e le decomposizioni chimiche seguano l'ordine indicato, spesso se ne allontanano perchè il calorico, l'elettricità, la coesione, la pressione, ec. modificano l'affinità de' corpi: certuhe volte la rinforzano, certe altre la indeboliscono, secondochè l'effetto da esse prodotto favorisce ovvero si oppone all'affinità. Sebbene la forza d'affinità sembri costante per ciascun corpo, pure [l'att]razione che ne dipende, si mostra variabilissima per le cagioni indi[cate]. Ond'è che per farsi una giusta idea all'affinità chimica, non bisogna considerarla siccome l'effetto di una sola forza molecolare, ma bensì come la risultante di più forze di diversa natura, che spiegano nel tempo stesso la loro azione. Esaminiamo ora le diverse cause, dalla cui influenza l'affinità dei corpi può essere modificata.

Influenza della coesione. — Quando si mettono in contatto corpi di diversa natura, si stabilisce fra le loro molecole un' attrazione reciproca, la quale tende a distruggere la coesione di ciascuno, e se giunge a superarla, la combinazione segue immediatamente, ma nel caso opposto i corpi rimangono senza combinarsi.

Siano due corpi: A composto di molecole a, e B di molecole b.

$$A = a\,a\,a\,a\,a$$
$$B = b\,b\,b\,b\,b$$

Egli è evidente che per combinarsi insieme questi due corpi e formare il composto

$$AB = ab\ ab\ ab\ ab\ ab,$$

ciascuna molecola a del primo deve separarsi dalle altre molecole a, e ciascuna b del secondo dalle altre molecole b. Il quale effetto non potrebbe seguire, se l'affinità di a per b non fosse maggiore delle attrazioni di a per a, e di b per b, prese insieme. Onde risulta che la combinazione dei corpi ha luogo soltanto quando l'affinità supera la somma delle loro coesioni, e che per l'opposto è impossibile se la somma delle coesioni è maggiore dell'affinità.

I corpi solidi messi in contatto non agiscono chimicamente, tranne qualche caso rarissimo, perchè l'attrazione che riunisce le loro molecole è troppo forte per cedere all'affinità, quindi l'assioma chimico *corpora non agunt nisi soluta.* Più facilmente si combinano i corpi liquidi perchè dall'una parte la coesione delle loro molecole è equilibrata dalla forza ripulsiva, e dall'altra perchè essendo più numerosi i punti di contatto, maggiore sarà altresì il numero delle molecole influenzate dall'affinità. Infine i corpi aeriformi si combinano più facilmente de' corpi solidi, ma meno de' liquidi, perchè la ripulsione che allontana le loro molecole ne impedisce il reciproco contatto.

Influenza del calorico. — Dalle cose già dette, naturalmente consegue, che tutto ciò che tende ad indebolire la coesione, deve rafforzare l'affinità, e viceversa; ond'è che a buon dritto il calorico viene annoverato tra' principali agenti delle chimiche combinazioni. Così per esempio il solfo ed il piombo, comechè dotati di forti affinità, all'ordinaria temperatura non si combinano, perchè entrambi sono corpi solidi, e le loro coesioni, prese insieme, sono maggiori dell'affinità dell'uno per l'altro. Col riscaldamento la coesione di entrambi a poco a poco diminuisce, diviene minore dell'affinità, ed all'istante stesso segue la combinazione e si forma il solfuro di piombo.

Nulladimeno in alcuni casi il riscaldamento favorisce la combinazione di certi corpi, senza che si possa precisare in che modo vi operi. Tal è quello di alcuni gas, i quali mescolati insieme, restano senza spiegare azione di sorte alcuna, ma riscaldati si combinano immediatamente, sebbene ne'gas ogni coesione sia distrutta; sicchè in questo caso il calorico non favorisce l'azion chimica rimovendo l'ostacolo della coesione, anzi accrescendo la distanza che separa le molecole gassose, dovrebbe rendere più difficile il contatto, e per conseguenza la combinazione di esse.

Molte volte il calorico distrugge l' affinità e però i corpi esposti al

l'azione del riscaldamento si decompongono, e con facilità tanto maggiore, quanto più debole è l'affinità de' loro componenti. Questo caso si presenta più spesso tra quei corpi composti che sono formati da un elemento fisso e da un elemento gassoso o volatile; perchè allora la forza elastica di questo ultimo, crescendo a misura che la temperatura s'innalza, giunge finalmente a superare l'affinità, ed il composto si risolve ne' suoi componenti. Il carbonato di piombo perde il suo acido carbonico quando si riscalda, perchè la forza elastica di quest'ultimo coll'azione del calore ben presto arriva a controbilanciare la sua affinità per l'ossido di piombo. Il carbonato di calce non si decompone che al calor rovente, perchè solo a questa temperatura la forza elastica dell'acido carbonico giunge a superare l'affinità della calce. All'incontro il carbonato di barite non si altera al calore d'una lampada a spirito, perchè il calore necessario a comunicare all'acido carbonico una forza elastica capace di controbilanciare la sua affinità per la barite, non può essere ottenuto colla fiamma dell'alcole.

L'azione del calorico sui composti che contengono un corpo fisso ed un corpo volatile giunge talvolta ad invertire l'ordine delle affinità di alcune sostanze. Quindi accade che un acido forte, ma volatile, scacci a basse temperature un acido debole, ma fisso, dalle sue combinazioni, e che l'inversa poi si verifichi coll'azione del riscaldamento. Alla ordinaria temperatura, l'acido solforico, che è l'acido più energico, decompone i sali formati dagli altri acidi, e versato in una soluzione di borato di soda, ne precipita l'acido borico. Se al contrario si riscalda il solfato di soda coll'acido borico, quest'ultimo scaccerà l'acido solforico dalla sua combinazione con la soda, quantunque l'affinità dell'ultimo superi di gran lunga quella del primo. Secondo la prima di queste sperienze, l'acido solforico avrebbe per la soda un'affinità maggiore dell'acido borico, secondo l'ultima al contrario, l'affinità dell'acido borico sarebbe maggiore. Questa apparente contradizione dipende dalla diversa azione esercitata dal calorico sopra i due acidi, de' quali l'uno è fisso, mentre l'altro è volatile. All'ordinaria temperatura, trovandosi entrambi in contatto con la soda, l'acido più energico scaccia il più debole, quindi si forma solfato di soda e si precipita acido borico. Ma ad un forte grado di calore l'affinità dell'acido solforico resta indebolita a segno, che quella dell'acido borico rimane preponderante, sicchè si forma borato di soda, e resta libero l'acido solforico. Così pure si spiega perchè a basse temperature il potassio toglie ossigeno all'ossido di ferro, mentre al calore dell'incandescenza avviene precisamente il contrario, cioè il ferro decompone l'ossido di potassio. Il ferro, essendo un corpo fisso, la sua affinità resta costante ad ogni grado di calore; all'incontro il potassio essendo un corpo volatile, la sua affinità diminuisce col riscaldamento.

Influenza del contatto. I corpi non si combinano che quando si trovano gli uni a contatto immediato cogli altri, e non si conosce un solo esempio di combinazioni che si manifestano a distanze visibili. Per la qual cosa se un corpo solido è messo in contatto con un liquido per

cui ha dell' affinità, non si stabilirà azion chimica che fra le molecole superficiali del solido e quelle del liquido, onde le prime sono circondate, e le molecole sottoposte resteranno inattive finchè le prime non saranno disciolte. Quindi è che la combinazione chimica tanto più facilmente si opera, quanto più estese sono le superficie che si toccano. La divisione meccanica e la polverizzazione favoriscono la combinazione dei corpi, perchè ne moltiplicano le superficie, e per conseguenza i punti di contatto. Un cubo che ha 1 pollice di lato, diviso in piccoli cubi ognuno di $\frac{1}{100}$ di pollice, acquista una superficie di 600 pollici quadrati; ciò basta per far comprendere quale prodigioso accrescimento di superficie provano i corpi solidi quando vengono ridotti in polvere. Da ciò appunto dipende che i corpi solidi si combinano tanto più facilmente, quanto più sono divisi. E difatti un pezzo di ferro compatto lasciato in contatto dell' aria o dell' ossigeno si ossida, ma lentissimamente, per modo che anche a capo di più anni si conserva in gran parte allo stato metallico, specialmente nelle parti più interne, alle quali l'ossigeno non giunge, perchè difese dallo strato di ossido superficiale. Al contrario il ferro allo stato di polvere fine, quale si ottiene riducendo il sesquiossido di ferro col gas idrogeno, appena esposto all' aria si ossida e brucia, come farebbe un corpo combustibile, ed è per tal ragione conosciuto col nome di *ferro piroforico*.

Molte volte la combinazione de' corpi viene impedita dal composto che si produce, il quale interponendosi fra le molecole, ne impedisce il contatto. Al contrario in altri casi la combinazione si compie senza interruzione, perchè il prodotto si discioglie, o si volatilizza a misura che si forma, sicchè si rinnova il contatto, e l' azion chimica ricomincia. Così, mettendo un pezzo di marmo in una soluzione di acido solforico, ed un altro nell' acido idroclorico, il primo è appena attaccato; al contrario l' ultimo si discioglie con effervescenza, senza lasciare residuo di sorta. Il solfato di calce che si produce nel primo caso, essendo pochissimo solubile nel liquido, si deposita sulla superficie del marmo, e lo difende dall' azione dell' acido solforico, che non può penetrarvi; mentre l' acido idroclorico dà origine al cloruro di calcio, il quale, appena prodotto, si discioglie, sicchè l' acido ed il marmo restano sempre a contatto, e l' azion chimica continua fino alla totale decomposizione del marmo.

La combinazione de' gas è notabilmente favorita dalla presenza di alcuni corpi porosi, che ne condensano più volte il proprio volume, e per tal modo attenuano notabilmente l' effetto della ripulsione molecolare, la quale, come sopra ho fatto notare, è di ostacolo alla combinazione de' corpi gassosi. Il platino è certamente la sostanza in cui tale proprietà è più pronunziata, e però diviso in particelle tenuissime, come nella così detta *spugna di platino*, determina la combinazione di molti corpi gassosi, che in alcuni casi si accendono. La pomice, il carbone vegetabile, il terriccio, ed altre sostanze producono talvolta lo stesso effetto, ma con energia di gran lunga inferiore a quella del platino spongioso.

Influenza della pressione. — I composti che contengono un corpo gassoso o volatile, spesso si decompongono col riscaldamento, se la forza elastica del gas giunge a superare la sua affinità. Tale decomposizione è notabilmente ritardata quando il corpo che si riscalda è sottoposto ad una forte pressione, perchè in tal caso la forza elastica, oltre l' affinità, deve superare l'effetto della pressione. Di qui avviene che molti sali cristallizzati, nel vuoto pneumatico lasciano sviluppare, anche all' ordinaria temperatura, l' acqua di cristallizzazione che contengono, mentre sotto la pressione atmosferica una tale decomposizione non ha luogo senza ricorrere all' azione del calore. Il carbonato di calce sotto la pressione ordinaria si decompone al calor rosso; se all' incontro si riscalda in una canna di ferro ermeticamente chiusa, si decompone in piccola parte, ma la pressione esercitata dall' acido carbonico che si sviluppa, impedisce la decomposizione ulteriore del carbonato, il quale resiste alla temperatura della fusione senza alterarsi.

Combinazioni simultanee. — I fenomeni dell' affinità chimica appariscono alquanto più complicati, tutte le volte che tre o più corpi di natura diversa operano nello stesso tempo. Le leggi da cui tali fenomeni dipendono, stabilite da Berthollet, sono ammesse quasi da tutti i Chimici, sebbene nella più gran parte de' casi non si possano dimostrare per mezzo dell' esperienza. Per essere più chiaro nell' esporre queste leggi, comincerò dal caso più semplice, e supporrò che si mettano a contatto tre corpi, due de' quali abbiano affinità per il terzo. Può darsi il caso che l' ultimo basti a saturare i due primi, ed allora nasceranno due composti distinti, come se ciascuno di essi avesse agito separatamente sul terzo. Così A e B aventi affinità per C producono i composti AC, BC. Ma se la quantità di C non basta a neutralizzare A e B, in tal caso oltre i composti AC, BC, resterà libera una certa quantità de' corpi A e B, sicchè risulteranno AC, BC, A, B. Il corpo C si partirà tra A e B in ragione dell' attrazione di ciascuno, e questa attrazione sarà naturalmente in ragion composta del numero delle molecole e dell' affinità. Siano, per esempio, le molecole di A a quelle di B come $2 : 3$, e le affinità per C rispettivamente come $5 : 4$, le attrazioni saranno come $2 \times 5 : 3 \times 4$, ossia come $10 : 12$. Se C contiene 11 molecole, 5 di queste si combineranno con A, e 6 con B, mentre

$$10 : 12 :: 5 : 6.$$

Costituite che sono in questo stato d'equilibrio, vi persisteranno finchè durerà il loro contatto scambievole, come accade, per esempio, quando si tratta di corpi che sono disciolti simultaneamente nello stesso liquido. Ma se uno de' prodotti si precipita, e si sottrae al contatto de' rimanenti perchè insolubile, resterà disturbato l' equilibrio di prima, ed una nuova reazione dovrà stabilirsi fra' corpi disciolti. Perciò se nel caso di cui si ragiona, il corpo AC è insolubile, appena prodotto si precipiterà, ed in tale stato sfuggirà all' azione de' corpi disciolti. Nel

liquido la porzione C rimastavi si partirà nuovamente tra A e B, si formerà altra quantità del composto AC, che si precipiterà come la prima, e le stesse reazioni si ripeteranno alternativamente, finchè in ultimo tutto il corpo C si precipiterà combinato con A. Gli esempi seguenti serviranno a chiarire anche meglio i fenomeni di cui si ragiona. Se in una soluzione acquosa di nitrato di potassa si versa acido solforico, la base del sale, secondo che si è detto di sopra, si partisce fra l'acido nitrico e l'acido solforico, per modo che risultano nitrato e solfato di potassa. Resta inoltre allo stato libero una certa quantità di acido azotico e di acido solforico, mentre la potassa che bastava a saturare il solo acido azotico, non può bastare a saturare anche l'acido solforico aggiunto. I nuovi prodotti, essendo tutti solubili, persisteranno in questo stato di equilibrio fintanto che altre cause non verranno a disturbarlo, come p. e. sarebbe l'evaporazione del liquido. Ma se invece di azotato di potassa, si adopera azotato di barite, e si aggiunge, come nel caso precedente, acido solforico alla soluzione, la barite partendosi tra i due acidi, darà azotato, e solfato di barite che si precipiterà, essendo insolubile, ed aggiungendo del nuovo acido solforico alla soluzione, si precipiterà una nuova quantità di solfato di barite, e così di seguito. Gli stessi fenomeni non cesseranno di riprodursi finchè rimane della barite disciolta, sicchè in ultimo tutta la barite passerà nel precipitato allo stato di solfato di barite, e l'acido azotico resterà libero.

Quel che si è detto de' corpi insolubili, è egualmente applicabile ai corpi volatili, sicchè in generale si può stabilire che la decomposizione totale d'un corpo composto è sempre l'effetto della insolubilità o della volatilità di alcuno de' prodotti. Da questo caso in fuori, i corpi messi in contatto si ripartiscono in altrettante combinazioni distinte, anche quando l'affinità de' loro elementi è differentissima. Ond' è che a torto si attribuiscono all'affinità i fenomeni prodotti dalle esposte cagioni, se pure per affinità non si voglia intendere l'effetto complessivo di tutte le cause che possono modificare l'attrazione delle molecole.

I fenomeni dipendenti dalla reazione di quattro o più corpi si possono facilmente dedurre dalle considerazioni precedenti. Così quando si mettono in contatto due sali, se ne formano quattro, perchè ciascuna base si partisce frai due acidi, e ciascun acido fra le due basi. Onde in generale si può stabilire che disciogliendo più sali nello stesso liquido, se ne formano tanti quanto è il prodotto del numero totale degli acidi per quello delle basi. Ma se da tale reazione nasce un composto insolubile, in tal caso l'acido dell'uno de' sali si combinerà colla base dell'altro, e l'acido di questo colla base del primo, sicchè risulteranno due nuovi sali, fenomeno che è conosciuto col nome di *doppia decomposizione*. Disciogliendo nello stesso liquido solfato di potassa ed azotato di barite, si forma azotato di potassa e solfato di barite, perchè quest'ultimo sale, essendo insolubile, si precipita.

nello stesso rapporto, segue di necessità che i composti ben caratterizzati dalla costanza delle proprietà devono avere una composizione fissa ed invariabile. L'analisi dell'acqua, fatta con una estrema precisione, ha dimostrato che 100 parti in peso di questo liquido contengono 88, 9 di ossigeno e 11, 1 d'idrogeno. Se d'altra parte si fa passare una scintilla elettrica a traverso un miscuglio d'idrogeno e di ossigeno a volumi eguali, succederà una detonazione, dopo la quale il volume gassoso si troverà ridotto al quarto del volume primitivo. Il gas che rimane è puro ossigeno, dunque i tre quarti del volume spariscono; e poichè tutto l'idrogeno resta consumato, è chiaro che di questi tre quarti, 2 erano idrogeno, 1 ossigeno. Inoltre la densità dell'idrogeno è 0, 0692, quella dell'ossigeno 1, 1056, dunque per formare dell'acqua si è impiegato

$$
\begin{aligned}
2 \times 0{,}0692 = 0{,}1384 & \text{ Idrogeno, e} \\
1{,}1056 & \text{ Ossigeno.}
\end{aligned}
$$

Ora i numeri 0, 1384 e 1, 1056 sono fra di loro nello stesso rapporto che 11, 1 : 88, 9. Tanto l'analisi, quanto la sintesi provano adunque che l'acqua racchiude delle quantità d'idrogeno e di ossigeno che stanno nel rapporto costante di 11, 1 : 88, 9, ossia di 1 : 8. Ciò che si è detto dell'acqua si può dire di tutti gli altri corpi, sicchè fatta l'analisi di un composto, tutte le volte che lo stesso corpo si presenterà, si potrà ammettere che contiene le stesse quantità di ciascun componente che l'esperienza vi ha già dimostrato.

I Chimici per rendere paragonabili i risultati delle analisi, sogliono rappresentare la composizione de' corpi in centesimi, come si vede negli esempi seguenti:

88,9	Ossigeno	98,89	Bromo
11,1	Idrogeno	1,11	Idrogeno
100,0	Acqua.	100,00	Acido idrobromico.
94,12	Solfo	94,96	Fluore
5,88	Idrogeno	5,04	Idrogeno
100,00	Solfuro d'idrogeno.	100,00	Acido idrofluorico.
97,26	Cloro	85,72	Carbonio
2,74	Idrogeno	14,28	Idrogeno
100,00	Acido idroclorico.	100,00	Protocarburo d'idrogeno.

Nondimeno, siccome i numeri precedenti non esprimono che un semplice rapporto, è chiaro che ad essi se ne potrebbero benissimo surrogare degli altri; quindi sarà più semplice indicare l'idrogeno co-

mune a tutti con un numero costante, p. e. coll'unità, nel qual caso avremo:

8 Ossigeno	80 Bromo
1 Idrogeno	1 Idrogeno
9 Acqua.	81 Acido idrobromico.
16 Solfo	18,83 Fluore
1 Idrogeno	1.00 Idrogeno
17 Solfuro d'idrogeno.	19,83 Acido idrofluorico.
35,46 Cloro	6 Carbonio
1.00 Idrogeno	1 Idrogeno
36,46 Acido idroclorico.	7 Protocarburo d'idrogeno.

Donde si deduce che 1 d'idrogeno in peso si combina con 8 di ossigeno, con 16 di solfo, con 35,46 di cloro, con 80 di bromo, con 18,83 di fluore, con 6 di carbonio.

Applicando queste stesse considerazioni agli altri corpi semplici conosciuti, si è formato una serie di numeri esprimenti il rapporto in cui ciascuno di essi si combina con 1 d'idrogeno. Questi numeri hanno ricevuto il nome di *equivalenti* o *numeri proporzionali*. (V. Tavola degli equivalenti alla fine dell'opera).

Alcuni Chimici rapportano gli equivalenti de' corpi semplici a quello dell'ossigeno, che rappresentano col numero 100. In tal caso l'equivalente dell'idrogeno diventa 12.5, quello del solfo 200, quello del cloro 443,2, quello del bromo 1000, quello del fluore 235,43, quello del carbonio 75. Invece dell'idrogeno o dell'ossigeno, si potrebbe prendere qualunque altro corpo semplice come termine di confronto: se si scegliesse il solfo e si rappresentasse con 100, si avrebbe: idrogeno 6,25, ossigeno 50, cloro 221,6, bromo 500, fluore 117,71, carbonio 37,5. Intanto i numeri che rappresentano gli equivalenti de' corpi anzidetti, sebbene siano differentissimi, secondo che si riferiscono all'idrogeno = 1, all'ossigeno = 100, o al solfo = 100, hanno fra loro lo stesso rapporto, come facilmente si potrà verificare mettendo in confronto le tre serie:

Idrogeno	1,00	12,50	6,25
Ossigeno	8,00	100,00	50,00
Solfo.	16,00	200,00	100,00
Cloro	35,46	443,20	221,60
Bromo	80,00	1000,00	500,00
Fluore	18,83	235,43	117,71
Carbonio	6,00	75,00	37,50.

Difatto sta il primo termine al secondo della prima serie, come il primo al secondo della seconda serie, come il primo al secondo della terza:

1 : 8 :: 12,5 : 100 :: 6,25 : 50 :

il secondo sta al terzo della prima serie, come il secondo al terzo delle altre due:

8 : 16 :: 100 : 200 :: 50 : 100 ec.

Infine le tre serie precedenti sono proporzionali; e se invece di limitarle a sette corpi soltanto, vi avessimo compresi tutti i corpi semplici conosciuti, troveremmo sempre lo stesso rapporto fra' numeri delle tre serie. Finalmente se invece di farne tre sole, ne avessimo fatte tante, quanti sono i corpi semplici, tutte queste serie si troverebbero proporzionali.

Si ha una dimostrazione di questa legge nella mutua decomposizione de'sali neutri, da cui risultano due altri sali che sono neutri del pari. Versando dell'azotato di barite in una soluzione di solfato di potassa, si forma azotato di potassa e solfato di barite, entrambi neutri, se i sali adoperati lo erano prima dell'esperienza. I due primi contengono:

Azotato di barite	Barite	76,79	Solfato di potassa	Potassa	47,14
	Acido azotico	54,00		Acido solforico	40,00.

I prodotti della decomposizione

Azotato di potassa	Potassa	47,14	Solfato di barite	Barite	76,79
	Acido azotico	54,00		Acido solforico	40,00.

Onde manifestamente si vede che 54 di acido azotico, che prima erano combinati a 76,79 di barite, si trovano dopo l'esperienza combinati a 47,14 di potassa; mentre dall'altra parte 40 di acido solforico che si trovavano uniti a 47,14 di potassa, passano a combinarsi con 76,79 di barite, senza che la neutralità resti menomamente alterata. In altri termini, 76,79 di barite e 47,14 di potassa possono saturare, ciascuna separatamente, 54 parti di acido azotico, ovvero 40 di acido solforico. E se s'impiegasse ora della barite, ora della potassa a saturare una quantità determinata di qualunque altro acido (acido fosforico, clorico, carbonico, selenico ec.), le quantità rispettive delle due basi occorrenti per ottenere una perfetta neutralizzazione dell'acido sarebbero nello stesso rapporto di quelle che si richiedono per saturare l'acido azotico o l'acido solforico, cioè come 76,79 : 47,14.

Applicando la stessa legge agli equivalenti, ne risulta questa conseguenza, che è della più grande importanza: *I numeri che rappresentano i rapporti in cui i diversi corpi si combinano colla stessa quantità di un so*

lo di essi, esprimono altresì il rapporto in cui si combinano fra di loro. Se si vuol sapere che quantità di ossigeno e di cloro si richiedono per formare l'acido ipocloroso, guardando i numeri della seconda delle serie di sopra riferite, si troverà che 100 parti in peso di ossigeno prendono 443,2 di cloro; ma le tre serie sono, come si è detto, proporzionali, dunque lo stesso rapporto si può trovare prendendo fra' numeri della prima quelli che corrispondono all'ossigeno ed al cloro. Si avrà difatto:

$$100 : 443,2 :: 8 : 35,46.$$

Ond'è che il rapporto tra le quantità di ossigeno e di cloro che si combinano insieme per formare l'acido ipocloroso può esprimersi tanto con 100 e 443,2, quanto con 8 e 35,46; ma questi ultimi numeri dinotano le quantità relative di ossigeno e di cloro che si combinano con 1 d'idrogeno per formare l'acqua e l'acido idroclorico; dunque conoscendo gli equivalenti di tutti i corpi semplici, o sia le quantità che si richiedono di ciascuno per formare un composto con una quantità costante d'un dato corpo, si conosce ancora il rapporto in cui avvengono tutte le altre combinazioni possibili.

Avendo l'analisi quantitativa di un composto formato da due elementi, si può facilmente determinare l'equivalente dell'uno de' due, purchè sia noto quello dell'altro. Abbiamo veduto che 100 parti d'acqua contengono 11,1 d'idrogeno e 88,9 di ossigeno in peso, si conosce d'altronde l'equivalente dell'idrogeno, che per convenzione si è preso$=1$, si avrà dunque per quello dell'ossigeno:

$$11,1 : 88,9 :: 1 : 8.$$

8 sarà dunque l'equivalente dell'ossigeno.

Per determinare l'equivalente del solfo, si può applicare lo stesso metodo alla composizione del solfuro d'idrogeno, il quale contiene in 100 parti, 5,88 d'idrogeno e 94,12 di solfo; quindi

$$5,88 : 94,12 :: 1 \cdot\cdot 16.$$

L'equivalente del solfo è per conseguenza 16.

Volendo determinare l'equivalente del mercurio, non si potrebbe prendere per dato del calcolo una combinazione di questo metallo coll'idrogeno, come si è fatto per l'ossigeno e per il solfo, poichè non si conosce nessun composto d'idrogeno o mercurio; ma siccome d'altronde è già noto l'equivalente dell'ossigeno, che si è trovato$=8$, si potrà prendere come base del calcolo la composizione del protossido di mercurio, il quale contiene ossigeno 7,4, mercurio 92,6: d'onde la proporzione:

$$7,4 : 92,6 :: 8 : 100.$$

Dunque l'equivalente del mercurio è rappresentato dal numero 100.

Negli esempi addotti abbiamo implicitamente ammesso che le quantità trovate per mezzo delle analisi stieno nello stesso rapporto che gli equivalenti rispettivi, e che per conseguenza l'acqua, il solfuro d'idrogeno, l'ossido di mercurio contengano in egual numero di equivalenti i corpi semplici da cui sono formati. Di fatto la proporzione

$$11,1 : 88,9 :: 1 : 8$$

indica che tra 1 e 8, cioè tra un equivalente d' idrogeno ed un equivalente di ossigeno, esiste lo stesso rapporto che tra 11,1 e 88,9, cioè tra la quantità d' idrogeno e di ossigeno trovate nell' acqua per mezzo dell' analisi. Siccome per l' acqua, per il solfuro d' idrogeno e per il protossido di mercurio la condizione di sopra esposta si verifica, possiamo riguardare i numeri ottenuti 8, 16,100 come i veri equivalenti dell'ossigeno, del solfo e del mercurio. Ma se avessimo cercato di applicare lo stesso principio a composti che racchiudono un numero diverso di equivalenti di ciascun corpo, in tal caso saremmo stati condotti ad un risultato inesatto. L'acqua ossigenata contiene 5,87 d'idrogeno, 94,13, di ossigeno. Se da questi dati volessimo ricavare l' equivalente dell'ossigeno, troveremmo:

$$5,87 : 94,13 :: 1 : 16.$$

cioè un numero esattamente doppio dell' equivalente reale = 8; ma l' acqua ossigenata racchiude 2 equivalenti di ossigeno per uno d'idrogeno, sicchè è evidente che il numero 16 ottenuto, per dare l' equivalente dell'ossigeno dev'essere diviso per 2. Parimente, oltre il protossido di mercurio, di cui abbiamo citato la composizione, si conosce col nome di sottossido un composto formato da 3,84 di ossigeno e 96,16 di mercurio. D'onde si avrebbe per l' equivalente del mercurio:

$$3,84 : 96,16 :: 8 : 200.$$

L'esistenza d'un protossido, di cui abbiamo già indicato la composizione prova che nel caso attuale il numero 200 rappresenta 2 equivalenti di mercurio, e però dovrebb' essere diviso per 2.

Da tutto ciò che precede si raccoglie che per calcolare l'equivalente di un corpo semplice A, occorrono tre dati indispensabili: bisogna: 1° avere un composto AB, del quale sia ben nota la composizione in peso; 2° conoscere l' equivalente del corpo B; 3° sapere il numero relativo degli equivalenti di A e di B che entrano nel composto AB. Ma per sodisfare all' ultima di tali condizioni, è necessario premettere certe altre leggi che vado ad esporre.

Spesso avviene che due corpi combinandosi chimicamente danno origine a diversi composti, i quali, tuttochè formati dagli stessi corpi elementari, differiscono moltissimo per le proprietà e per la proporzione relativa de' componenti. Abbiamo già veduto che l'idrogeno e l'ossige-

no formano due composti, cioè l'acqua e l'acqua ossigenata; altrettanti il mercurio e l'ossigeno; si contano cinque composti di azoto e di ossigeno, altrettanti di potassio e solfo ec. Se in una serie di composti formati dagli stessi componenti, si esprime il rapporto in modo che l'elemento elettro-positivo, che chiamasi ancora *radicale*, sia in tutti i termini della serie rappresentato collo stesso numero, le quantità dell'elemento elettro-negativo, si troveranno in rapporti semplicissimi. Se nei composti di azoto, rapportiamo l'ossigeno ad un equivalente d'azoto = 14, avremo:

14 Azoto e 8 ossigeno = Protossido d'azoto
14 Azoto e 16 ossigeno = Biossido d'azòto
14 Azoto e 24 ossigeno = Acido azotoso
14 Azoto e 32 ossigeno = Acido ipoazotico
14 Azoto e 40 ossigeno = Acido azotico.

D'onde si vede che con 14 di azoto si combinano delle quantità d'ossigeno che stanno come 8 : 16 : 24 : 32 : 40, ossia nel rapporto semplicissimo di 1 : 2 : 3 : 4 : 5. Si è inoltre convenuto di ammettere che il più semplice di tutti i composti di una data serie, cioè quello che racchiude la minor quantità dell'elemento elettro-negativo, sia formato da un equivalente di ciascun corpo. Applicando questo principio alla serie de composti dell'azoto, si vede che il protossido è quello che contiene un equivalente di azoto ed uno di ossigeno, e che per conseguenza gli altri dovranno contenere un equivalente di azoto combinato a due, a tre, a quattro, a cinque di ossigeno.

Ne' cinque composti conosciuti di potassio e solfo, rapportando il solfo ad un equivalente di potassio = 39,14, avremo:

39,14	Potassio e	16	solfo	= Protosolfuro	di potassio
39,14	id.	32	id.	= Bisolfuro	id.
39,14	id.	48	id.	= Trisolfuro	id.
39,14	id.	64	id.	= Quatrisolfuro	id.
39,14	id.	80	id.	= Pentasolfuro	id.

Il solfo combinato al potassio è adunque rappresentato dai numeri 16, 32, 48, 64, 80, che stanno come 1 : 2 : 3 : 4 : 5. In altri termini un equivalente di potassio si combina con uno, con due, con tre, con quattro e con cinque equivalenti di solfo. Questa legge, conosciuta in Chimica col nome di legge delle proporzioni multiple, presa nella più ampia significazione, può tradursi così: *I corpi si combinano in rapporti che sono rappresentati dai rispettivi equivalenti, ovvero dai prodotti degli equivalenti per un numero intero.*

Dovremmo ora esaminare le combinazioni che hanno luogo tra corpi composti; ma prima è necessario conoscere le formule di cui i Chimici fanno uso per esprimere la composizione dei corpi.

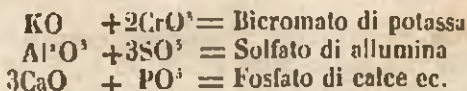
Formule chimiche.—Poichè la combinazione chimica ha luogo sempre

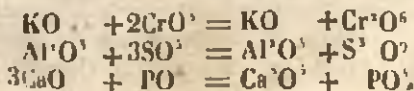
tra gli equivalenti ed i loro multipli, invece di indicare gli equivalenti con numeri, è preferibile di rimpiazzarli con segni convenzionali che ne facciano le veci Questi segni sono ancora conosciuti col nome di *simboli*, e s'impiegano a quest'uso le lettere iniziali del nome latino del corpo cui si riferiscono: così invece di

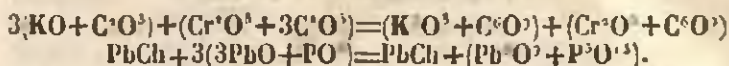
1,00 Idrogeno =	1 eq.,	si scrive	H
8,00 Ossigeno	id.	. . . . .	O
16,00 Solfo	id.	. . . . .	S
31,00 Fosforo	id.	. . . . .	P
39,14 Potassio	id.	. . . . .	K
22,97 Sodio	id.	. . . . .	Na
100,00 Mercurio	id.	. . . . .	Hg

Dall'unione di più simboli nascono le formule. Abbiamo veduto che un equivalente d'idrogeno si combina con un equivalente di ossigeno per formare l'acqua, la formula di quest'ultima sarà per conseguenza H+O, o più semplicemente HO, mentre ne'composti formati da due soli elementi si è convenuto di sopprimere il segno +. L'acqua ossigenata, che contiene un equivalente d'idrogeno e due di ossigeno, avrebbe per formula H2O; ma i Chimici preferiscono di mettere a destra ed in alto il coefficiente del simbolo, per cui la formula dell'acqua ossigenata si scrive HO^2. I composti di azoto ed ossigeno si possono rappresentare colle formule AzO, AzO^2, AzO^3. AzO^4, AzO^5. I solfuri di potassio con KS, KS^2, KS^3, KS^4, KS^5.

Se gli elementi d'una combinazione sono de' corpi composti, tra le formule de' componenti s' interpone il segno +. Un equivalente di ossido di potassio si combina con un equivalente di acido solforico per formare il solfato di potassa: la composizione di questo sale è rappresentata dalla formula $KO+SO^3$. Quella del cromato di potassa da $KO+CrO^3$. Se occorresse moltiplicare la formula d' un composto binario, si scriverebbe il coefficiente a sinistra della formula corrispondente, come negli esempi seguenti:

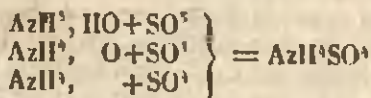
$$KO + 2CrO^3 = \text{Bicromato di potassa}$$
$$Al^2O^3 + 3SO^3 = \text{Solfato di allumina}$$
$$3CaO + PO^5 = \text{Fosfato di calce ec.}$$

Si può stabilire come regola generale, che nelle formule chimiche un numero situato a destra ed in alto moltiplica il solo simbolo che precede, mentre se trovasi a sinistra ed in basso, moltiplica tutti i simboli che seguono fino al primo segno +, come apparisce dalle formule infrascritte:

$$KO + 2CrO^3 = KO + Cr^2O^6$$
$$Al^2O^3 + 3SO^3 = Al^2O^3 + S^3O^9$$
$$3CaO + PO^5 = Ca^3O^3 + PO^5$$

Finalmente se bisognasse moltiplicare un'intiera formula che comprende più corpi composti, si chiuderebbe la formula stessa tra parentesi preceduta dal coefficiente. Eccone degli esempi:

$$3(KO+C^2O^3)+(Cr^2O^3+3C^2O^3)=(K^3O^3+C^6O^9)+(Cr^2O^3+C^6O^9)$$
$$PbCh+3(3PbO+PO^5)=PbCh+(Pb^9O^9+P^3O^{15}).$$

Per maggior chiarezza si possono sopprimere le parentesi, e sostituire delle semplici virgole ai segni + che congiungono i composti binari. Perciò in vece di $(KO+SO^3)+(Al^2O^3+3SO^3)$, che è la formula dell'allume anidro, si può scrivere in un modo più semplice $KO,\ SO^3+Al^2O^3,\ 3SO^3$.

Si chiama *formula razionale* quella che indica non solo la natura ed il numero degli equivalenti semplici, ma benanche il modo in cui sono ordinati. La formula dell'allume di sopra citata è una formula razionale, perchè non solo fa vedere quanti equivalenti di potassio, di solfo, di ossigeno e di alluminio contiene questo sale, ma indica inoltre che i quattro corpi anzidetti si trovano ripartiti in due gruppi distinti, cioè il solfato di potassa $KO,\ SO^3$ ed il solfato d'allumina $Al^2O^3,\ 3SO^3$, ciascuno de' quali si può scindere in altri due: l'uno in ossido di potassio ed in acido solforico, l'altro in ossido d'alluminio ed in acido solforico.

Molte volte ignoriamo quali sono i principii immediati di un corpo composto, ed in tal caso dobbiamo contentarci d'indicare colla formula il numero degli equivalenti semplici che racchiude. Chi non sapesse che l'allume è una combinazione di solfato di potassa con solfato di allumina, scriverebbe la formula di questo sale $KS^4Al^2O^{16}$. Le formule di tal genere si chiamano *formule brute* o *empiriche*. Di qui avviene che spesso ad una formula bruta si possono sostituire varie formule razionali, quando non si hanno dati abbastanza sicuri per decidere qual'è quella che presenta maggiore probabilità. Così le formule razionali

$$\left.\begin{array}{l} AzH^3,\ HO+SO^3 \\ AzH^4,\ \ O+SO^3 \\ AzH^4,\ \ \ +SO^4 \end{array}\right\} = AzH^4SO^4$$

si riferiscono ad altrettante ipotesi che si possono fare sulla costituzione molecolare del solfato d'ammoniaca. Nella prima i componenti immediati sarebbero l'ammoniaca, l'acqua e l'acido solforico; nella seconda l'ossido d'ammonio e l'acido solforico; nella terza l'ammonio ed il radicale ipotetico SO^4.

Equivalenti composti. — I corpi composti seguono le stesse leggi che i corpi semplici, combinandosi in quantità proporzionali ai rispettivi equivalenti, ovvero ai multipli di essi. Inoltre gli equivalenti de'corpi composti sono eguali alla somma di quelli de' componenti. L'equiva-

lente dell' acido fosforico PO^5 è uguale ad un equivalente di fosforo e cinque di ossigeno, presi insieme:

1 eq. Fosforo	= 31
5 eq. Ossigeno	= 40
1 eq. Acido fosforico	= 71

L' equivalente dell' acqua si ottiene allo stesso modo:

1 eq. Idrogeno	= 1
1 eq. Ossigeno	= 8
1 eq. Acqua	= 9

L' acqua e l' acido fosforico combinandosi, formano i tre composti $HO+PO^5$; $2HO+PO^5$, $3HO+PO^5$, i quali avranno in peso la seguente composizione:

$HO = 9$	$2HO = 18$	$3HO = 27$
$PO^5 = 71$	$PO^5 = 71$	$PO^5 = 71$
$HO+PO^5 = 80$	$2HO+PO^5 = 89$	$3HO+PO^5 = 98.$

Teorica de' volumi. — Sinora ci siamo occupati delle relazioni che si osservano tra le quantità de' corpi che si combinano, considerandole dal lato del peso; ne' composti formati da elementi gassosi, se ne osservano delle altre non meno importanti, quando vengano esaminati sotto il rapporto del volume che occupano. Siccome per altro il volume de' corpi aeriformi varia moltissimo per l'influenza della temperatura e della pressione, in tutto ciò che vado a dire relativamente a ciò, il volume de' corpi gassosi s' intenderà sempre misurato nelle stesse condizioni di pressione e di temperatura.

Se si prendono de' pesi eguali di diversi corpi e coll'azione del riscaldamento si fanno passare allo stato aeriforme, i volumi de' gas ottenuti saranno differentissimi, perchè non tutti i corpi aeriformi hanno lo stesso peso a volumi eguali, o sia non hanno tutti la stessa densità. Ma se in vece di pesi eguali, se ne prendessero delle quantità proporzionali ai rispettivi equivalenti, i volumi ottenuti sarebbero eguali, o almeno in rapporto semplicissimo. Così 1 in peso di gas idrogeno, 35,46, di gas cloro, 14 di gas azoto, alla stessa temperatura e sotto la stessa pressione, occupano esattamente lo stesso volume. D'altra parte 8 in peso di gas ossigeno, 31 di vapor di fosforo, 75 di vapor d'arsenico hanno ancora lo stesso volume paragonati fra di loro; ma il volume di questi ultimi è esattamente la metà di quello de' tre primi. Il volume che occupa l'equivalente d'un corpo ridotto allo stato di gas si chiama *volume equiva-*

lente. Tra i pesi, ed i volumi equivalenti de'corpi semplici che si possono ridurre allo stato aeriforme, esiste il seguente rapporto:

	Peso equivalente	Volume equivalente		Peso equivalente	Volume equivalente
Idrogeno. .	1,00 . . .	2	Mercurio . .	100,00 . . .	2
Cloro	35,46 . . .	2	Ossigeno . .	8,00. . .	1
Bromo . . .	80,00 . . .	2	Fosforo . . .	31,00. . .	1
Iodo. . . .	127,00. . .	2	Arsenico . .	75,00 . . .	1
Azoto. . . .	14,00. . .	2	Solfo	16,00. . .	$\frac{2}{3}$

Perciò la composizione de'corpi si può esprimere con rapporti semplicissimi, sostituendo ai numeri che rappresentano gli equivalenti, quelli che rappresentano i volumi, come si può dedurre dagli esempi seguenti:

L'acido idroclorico racchiude:

In peso { 1 eq. cloro $=35,46$ / 1 eq. idrogeno $=1,00$ — In volume { 2 vol. cloro / 2 vol. idrogeno

L'acqua contiene:

In peso { 1 eq. idrogeno $=1$ / 1 eq. ossigeno $=8$ — In volume { 2 vol. idrogeno / 1 vol. ossigeno

L'ammoniaca:

In peso { 1 eq. azoto $=14$ / 3 eq. idrogeno $=3$ — In volume { 2 vol. azoto / 6 vol. idrogeno

Se il composto che risulta dalla combinazione di due o più corpi gassosi è anch'esso gassoso o volatile, paragonando il volume del composto co' volumi de' componenti, s' incontrano altre relazioni importanti, che fa d' uopo esaminare.

Molte volte i gas de' corpi semplici si combinano senza condensarsi, ed in tal caso il volume del composto gassoso è esattamente uguale alla somma dei volumi de' suoi componenti. Così se si combina un litro di cloro ad un litro d'idrogeno, si otterranno due litri di acido idroclorico, come se i due gas fossero semplicemente mescolati; altrettanto può dirsi dell'acido idrobromico e idroiodico; ciascun volume di deutossido d'azoto contiene egualmente 1/2 volume di ossigeno e 1/2 volume di azoto. Ma il più delle volte i corpi aeriformi si condensano nell'atto della combinazione, di guisa che il volume del composto è minore di quello de'componenti, ma tuttavia in rapporto semplice rispetto ad essi. Così

1 vol. ossigeno / 2 vol. idrogeno } formano 2 vol. vapore acquoso

Rapporto 3 : 2

2 vol. azoto 6 vol. idrogeno	danno	4 vol. ammoniaca
Rapporto 8	:	4

Nella seguente tavola è indicata la formula, la composizione in volumi, il volume equivalente e la densità de' principali composti gassosi o volatili.

NOME DE' CORPI.	FORMULA.	Volume de' gas componenti.	Volume del gas composto.	DENSITÀ Aria = 1	
				Esperienza.	Calcolo.
Acqua.................	HO	3	2	0,6235	0,6221
Protossido d'azoto	AzO	3	2	1,5204	1,5242
Biossido d'azoto.........	AzO^2	4	4	1,0388	1,0385
Acido solforoso	SO^2	2 ⅓	2	2,247	2,2113
Acido solforico...........	SO^3	3 ⅓	2	3,0	2,7641
Acido arsenioso.........	AsO^3	4	1	13,85	13,7019
Solfuro d'idrogeno......	HS	2 ⅓	2	1,1912	1,1749
Acido idroclorico	HCh	4	4	1,2474	1,2596
Acido idroiodico	HI	4	4	4,443	4,4176
Acido idrobromico	HBr	4	4		2,7989
Ammoniaca............	AzH^3	8	4	0,5957	0,5896
Arseniuro d'idrogeno....	AsH^3	7	4	2,695	2,7026
Fosfuro d'idrogeno......	PH^3	7	4	1,1919	1,1884
Cloruro di solfo.........	S^2Ch	2 ⅔	2	4,70	4,6614
Cloruro d'arsenico......	$AsCh^3$	7	4	6,3006	6,2740
Sottocloruro di mercurio.	Hg^2Ch	6	4	8,35	8,1410
Protocloruro di mercurio.	$HgCh$	4	2	9,8	9,3660
Solfuro di mercurio.....	HgS	2 ⅓	3	5,51	5,3478
Tricloruro di fosforo.....	PCh^3	7	4	4,8765	4,7790
Percloruro di fosforo	PCh^5	11	8	3,654	3,6048

TEORICA ATOMICA

Le leggi degli equivalenti chimici sono confermate da tutte le analisi fatte finora, e però appartengono al numero di quelle verità scientifiche di cui non si può dubitare. Quando anche non potessimo darne una spiegazione sodisfacente, come risultati dell' esperienza conserverebbero tutto il loro valore. Ma noi vedremo inoltre che siffatte leggi sono la conseguenza necessaria della struttura atomica della materia, e che per tal ragione somministrano un nuovo e valido argomento in favore dell' esistenza degli atomi.

Secondo la teorica che abbiamo adottato, i corpi sarebbero formati

da innumerevoli particelle o atomi, i quali riuniti in gruppi omogenei formerebbero i corpi semplici, in gruppi eterogenei i corpi composti. Senza impegnarci in veruna ipotesi sulla natura degli atomi, per noi basta considerarli come tante masse piccolissime di materia chimicamente indivisibili, le quali nell'atto della combinazione sono messe in giuoco dall'affinità. Siano semplici questi atomi, siano più probabilmente composti di atomi più piccoli, nel combinarsi non si suddividono, ed hanno fra di loro un rapporto di peso costante. In questa teorica, quando due o più corpi si uniscono per formare un composto, si ammette che la combinazione chimica si opera tra i loro atomi, per modo, che uno o più atomi dell'uno si associano ad uno o più dell'altro. E sebbene, teoricamente parlando, innumerevoli composti possano derivare dalla combinazione degli atomi di due corpi, pure l'esperienza non conferma tale possibilità, anzi dimostra che il loro numero è molto ristretto.

Il peso assoluto degli atomi non si può determinare per mezzo della bilancia; nondimeno si può stabilire con sufficiente probabilità il loro peso relativo, mentre se un composto contiene egual numero d'atomi di ciascun componente, è chiaro che i pesi complessivi di questi ultimi si debbono trovare nello stesso rapporto che i pesi degli atomi isolati. Così se l'acqua contiene un atomo d'idrogeno ed uno di ossigeno, il peso del primo deve stare a quello del secondo come 1 : 8, mentre l'analisi ci fa vedere che l'idrogeno e l'ossigeno vi sono contenuti in questo rapporto. Inoltre non si potrebbe intendere perchè gli stessi corpi si mostrano dotati sempre delle stesse proprietà, se gli atomi della stessa natura non avessero lo stesso peso; quindi è chiaro che la combinazione degli stessi corpi avrà luogo sempre nello stesso rapporto. E di fatto se tutti gli atomi d'idrogeno pesano 1 e tutti gli atomi d'ossigeno pesano 8, facendo l'analisi dell'acqua si troveranno sempre delle quantità d'idrogeno e di ossigeno che stanno nel rapporto di 1 : 8.

Se dalla combinazione di due corpi possono risultare parecchi composti, gli atomi si combineranno in proporzioni multiple, cioè un atomo dell'uno si combinerà con uno, con due, con tre, con quattro atomi dell'altro ec. E poichè tutti gli atomi dello stesso corpo si sono ammessi eguali, è chiaro che il peso di due sarà doppio di quello di un solo, il peso di tre triplo, quello di quattro quadruplo, e via discorrendo. Per la qual cosa i rapporti multipli, che si osservano tra le quantità de' corpi che si combinano, sono la conseguenza necessaria della struttura atomica della materia. Nella più parte de'casi, i pesi degli atomi sono proporzionali agli equivalenti, sicchè si possono rappresentare cogli stessi numeri; ma qualche altra volta un equivalente corrisponde a due atomi, come si osserva per l'idrogeno, per il cloro, il bromo, l'iodio ec. Da ciò siamo autorizzati a credere, che le piccolissime masse di materia tra cui opera l'affinità, cioè gli equivalenti, non sono gli atomi stessi de'corpi, ma piuttosto de'gruppi atomici, chimicamente indivisibili, ma capaci di suddividersi con mezzi fisici, com'è p. e. l'azione del calorico.

I pesi atomici si deducono principalmente dalle densità de'corpi allo stato aeriforme, mentre si ammette come cosa molto probabile, che nello stesso volume i gas contengono un egual numero di atomi. E di fatti non si saprebbe spiegare perchè il volume dei corpi gassosi varia egualmente per gli stessi cambiamenti di temperatura e di pressione, se le molecole di essi non si trovassero separate da eguali distanze. Se questa ipotesi è giusta, è chiaro che i corpi aeriformi a volumi eguali racchiudono un egual numero di atomi; quindi i pesi saranno come le densità, le quali non sono che il rapporto del peso sotto lo stesso volume. Un'altra conseguenza che dipende immediatamente da questa teorica è, che nel rappresentare la composizione atomica de'corpi si possono prendere gli atomi come sinonimi de'volumi. E difatto tanto è dire che l'acqua è composta da due volumi d'idrogeno ed uno di ossigeno, quanto che contiene due atomi del primo ed uno del secondo; mentre in un volume d'ossigeno vi sono tanti atomi, quanti in un volume d'idrogeno, e però in due volumi di quest'ultimo ve ne sarà un numero doppio che in un sol volume del primo.

Se pesi equivalenti di tutti i corpi, ridotti allo stato gassoso, occupassero lo stesso volume, o in altri termini, se tutti i corpi avessero lo stesso volume equivalente, in tal caso le densità, e per conseguenza i pesi atomici ancora, sarebbero proporzionali agli equivalenti rispettivi: ma siccome ciò non si verifica, le densità de' gas ed i loro pesi atomici si debbono allontanare da questo rapporto. Poichè un equivalente d'ossigeno occupa un volume, ed un equivalente d'idrogeno ne occupa due, le densità di questi due gas saranno come

$$\frac{8}{1} = 8 : \frac{1}{2} = 0,5, \text{ ossia} :: 16 : 1$$

ed i pesi atomici saranno come la densità. Le applicazioni delle leggi precedenti sono comprese fra limiti molto ristretti, perchè dall'una parte sono pochissimi i corpi che si conoscono allo stato gassoso, dall'altra nulla ci assicura che gli atomi onde sono composti, non siano anch'essi de' gruppi molecolari. L'atomo del solfo si trova certamente in questo caso, e difatti se, per averne il peso atomico, si divide il peso per il volume equivalente, si ottiene

$$\frac{16}{1/3} = 48$$

cioè l'atomo triplo dell'equivalente. Tre atomi *chimici* di solfo si riuniscono adunque per formare un solo atomo *gassoso*. Questa anomalia lascia molta incertezza sul valore delle precedenti considerazioni. Quindi se è certo che la costanza delle proporzioni chimiche è una pruova della struttura atomica de' corpi, egli è oltremodo difficile decidere ne'ca-

si particolari se gli atomi, di cui arriviamo a determinare il peso relativo, sono delle masse semplici, ovvero, come pare più probabile, de' gruppi composti da atomi minori. Per la qual cosa, non essendo sicuri di avere raggiunto il limite estremo della divisibilità, di cui le molecole sono suscettibili, nel rappresentare la composizione de' corpi, preferiremo gli equivalenti, come quelli che senza includere nessuna supposizione, non sono che il risultato stesso dell'esperienza.

Calorico specifico degli atomi. — A riscaldare di un ugual numero di gradi termometrici un dato peso della stessa sostanza, occorre sempre la stessa quantità di calorico; ma a produrre lo stesso effetto sopra corpi diversi, occorrono delle quantità di calorico differentissime, a seconda della loro natura. Pesi eguali di acqua e di mercurio per passare dalla temperatura di 0° a quella di 100° impiegano delle quantità di calorico che stanno tra loro nel rapporto di 33 : 1. Questa ineguale quantità di calorico, ond'è mestieri per riscaldare corpi diversi dello stesso numero di gradi, si domanda *calorico specifico*, o *capacità calorifica*.

Intanto, se invece di pesi eguali, si prendono di ciascun corpo delle quantità proporzionali ai rispettivi pesi atomici, si trova coll'esperienza, che un'egual quantità di calorico v'induce un eguale innalzamento di temperatura, d'onde consegue che tutti gli atomi de' corpi semplici hanno lo stesso calorico specifico. E poichè sotto lo stesso peso i corpi non contengono lo stesso numero di atomi, è evidente che il loro calorico specifico deve trovarsi proporzionale al numero di questi atomi, e per conseguenza inversamente proporzionale ai pesi atomici. Laonde chiamando p e p' il peso atomico di due corpi, c e c' il loro calorico specifico corrispondente, avremo $c : c' :: p' : p$.

Un'altra conseguenza di questa legge è che moltiplicando il calorico specifico di ogni corpo per il peso atomico, si ottiene sempre lo stesso prodotto, essendo $cp = c'p'$.

La seguente tavola racchiude i numeri, che esprimono il calorico specifico di alcuni corpi semplici paragonato a quello dell'acqua preso per unità, secondo le sperienze di Regnault.

NOME DE' CORPI.	CALORICO specifico.	PESO atomico.	PRODOTTO del peso atomico per il calorico specifico.
Solfo.	0,2026	16.00	3,2416
Fosforo	0,1887	15,50	2,9249
Bromo	0,0843	40.00	3,3720
Iodo	0,0541	63.50	3,4353
Selenio	0,0837	39.41	3,2985
Arsenico	0,0814	37,50	3,0525
Tunsteno.	0,0364	92,00	3,3488
Molibdeno	0,0722	46,00	3,3212
Tellurio.	0,0516	64,14	3.3069
Antimonio	0,0508	64,51	3,2771
Oro	0,0324	98,16	3,1804
Platino	0,0324	98,94	3,2057
Iridio	0,0368	99,00	3,6432
Palladio.	0,0593	53,24	3,1571
Argento.	0,0570	54,00	3,0780
Bismuto.	0,0308	104.00	3,2032
Rame	0,0952	31.73	3,0207
Piombo	0,0314	103,56	3,2518
Stagno.	0,0563	58,00	3,2654
Zinco	0,0956	32,52	3,1089
Cadmio.	0,0567	55,74	3,1604
Nichelio.	0,1086	29,10	3,1603
Cobalto.	0,1070	29,49	3,1554
Ferro	0,1138	28,00	3,1864
Manganese.	0,1181	27,57	3,2560
Potassio.	0,1696	19,57	3,3191

I numeri dell'ultima colonna non sono perfettamente uguali, come indicherebbe la teorica, perchè la determinazione del calorico specifico de' corpi è un' operazione molto delicata nella quale occorrono errori di osservazione inevitabili. Le differenze che si osservano sono principalmente dovute alla varia temperatura in cui si fa l'esperienza, ed allo stato d'aggregazione de'corpi, le quali circostanze, mentre fanno variare il calorico specifico, non si possono introdurre nel calcolo. Per siffatta ragione Regnault trovò che la capacità calorifica de' corpi aumen-

ta colla temperatura, perchè al calorico specifico propriamente detto si aggiunge quello che s'impiega a produrre la dilatazione, e che dicesi latente. E d'altra parte esaminando gli stessi corpi, ma a diversi gradi di densità, ottenne per il loro calorico specifico de'numeri molto discordanti. Se fosse possibile di determinare il calorico specifico de'corpi colla stessa precisione con cui se ne determina il peso atomico, i prodotti de' due numeri sarebbero rigorosamente identici. La media di tali prodotti non si allontana gran fatto dal numero 3, 2, ond'è che quest'ultimo diviso per il peso atomico de'singoli corpi, dà il calorico specifico, e viceversa diviso per il calorico specifico, dà il peso atomico, l'uno e l'altro approssimativi.

Per le cose già dette, sarebbe impossibile determinare in tal modo il peso atomico d'una sostanza colla precisione che si richiede: nondimeno quando non si tratta che di stabilire il numero degli atomi contenuti nel peso equivalente d'un dato corpo, questo metodo può condurre a risultati d'una grande importanza. Eccene un esempio: si era creduto per molto tempo che l'atomo dell'argento fosse = 108, cioè identico coll'equivalente, ed in tale supposizione i Chimici avevano adottato AgO per formula atomica dell'ossido di argento, AgS per quella del solfuro. Intanto il numero trovato da Dulong e Petit per il calorico specifico di questo metallo non si accordava con tale ipotesi, perchè moltiplicato per 108, dava un prodotto sensibilmente doppio di quello degli altri corpi; ma come si credeva meglio stabilito il peso atomico, si riguardarono i dati del calorico specifico siccome un'eccezione alla regola generale. Frattanto G. Rose scoprì che il solfuro d'argento è isomorfo col sottosolfuro di rame Cu^2S, e che per conseguenza deve come quest'ultimo, contenere due atomi di metallo ed uno di solfo, e l'ossido corrispondente due atomi di metallo ed uno di ossigeno. Secondo questi ultimi dati, un equivalente d'argento contiene due atomi ed il peso atomico del metallo diviene = 54, che moltiplicato per il calorico specifico = 0,057, dà per prodotto 3,078, che si accorda sensibilmente colla legge generale.

Gli studi di Dulong e Petit intorno al calorico specifico dei corpi semplici vennero da altri Fisici estesi a molti composti, ma Regnault più di tutti ha esaminato tale quistione, ed avendo determinato il calorico specifico di un gran numero di sostanze, è giunto alla conclusione importante che *in tutti i corpi composti, che contengono lo stesso numero di atomi semplici, combinati allo stesso modo, il calorico specifico è, come ne' corpi semplici, in ragione inversa del peso atomico.* Bisogna intanto avvertire, che le differenze che si osservano tra i risultati del calcolo e quelli dell'esperienza, sono in questo caso anche maggiori di quelle che occorrono tra corpi semplici.

Abbiamo esaminate le ragioni per cui ne' corpi semplici allo stato aeriforme bisogna ammettere un egual numero di atomi sotto lo stesso volume. La legge del calorico specifico somministra un eccellente criterio per verificare l'esattezza di tale ipotesi, perchè se questa è esatta, anche i gas a volume eguale debbono avere la stessa capacità calorifi-

ca. Le sperienze di De la Roche e Berard conducono appunto a questa conseguenza.

	Capacità a volumi eguali
Aria atmosferica	1,0000
Idrogeno	0,9033
Ossigeno	0,9765
Azoto	1,0000

In alcuni gas composti il calorico specifico è, come ne' gas semplici, in ragione inversa del peso atomico ; ma in altri si allontana moltissimo da tale rapporto, ond'è che questo soggetto merita un nuovo esame.

Isomorfismo. — Ho già detto che molti corpi cristallizzati, comechè composti da elementi diversi, hanno forme cristalline geometricamente simili, e però si dicono *isomorfi*. Dobbiamo ora esaminare le relazioni che si osservano tra l'isomorfismo e la composizione atomica de' corpi. La forma cristallina de' corpi dipende immediatamente dal numero e dalla disposizione delle molecole, onde avviene che le stesse forme possono derivare dalla riunione di molecole di diversa natura, purchè aggruppate nello stesso numero, e disposte collo stesso ordine. Tale ragionamento è confermato dall' osservazione, perchè difatti i corpi isomorfi hanno una composizione analoga. In Chimica spesso si ricorre alla legge dell' isomorfismo per determinare il numero degli atomi semplici che un composto contiene, massime quando non si hanno altri dati per dedurne la formula. Così, per esempio, l'alluminio forma coll' ossigeno un solo composto, cioè l' allumina. Non si hanno per conseguenza dati sicuri intorno al numero d'atomi che racchiude. Ma siccome l'allumina si trova cristallizzata nel regno minerale, e la sua forma cristallina è simile a quella del sesquiossido di ferro, e partendo da altre considerazioni, si sa quasi con certezza che quest'ultimo contiene due atomi di ferro e tre di ossigeno, è chiaro che anche l'allumina deve avere una composizione analoga, e contenere due atomi di alluminio e tre di ossigeno.

Per le sostanze che cristallizzano in cubi, o in forme di questo sistema, dalla somiglianza della forma non si può dedurre l'analogia della composizione, mentre nel cubo, tutte le parti essendo simmetriche, l' eguaglianza degli angoli è la conseguenza necessaria di tal simmetria. D' altronde le circostanze che determinano un corpo a cristallizzare nel sistema cubico piuttosto che in un altro, possono essere indipendenti dalla composizione.

I corpi cristallizzati, per l'azione del calore non si dilatano egualmente in tutte le direzioni, ad eccezione di quelli che cristallizzano nel sistema cubico, per la qual cosa anche gli angoli variano, e non presentano lo stesso valore, dove vengano misurati a diverse temperature. Mitscherlich, al quale è dovuta questa importante osservazione, trovò difatto che gli angoli ottusi del carbonato di calce romboedrico diminuiscono di 8 minuti e mezzo per un aumento di tempera-

tura di 100°. Intanto questa modificazione negli angoli de'cristalli prodotta dal riscaldamento non è uguale in tutti i corpi, e per questa ragione negli angoli de' corpi isomorfi s'incontrano delle piccole differenze, che non pertanto eccedono quelle che potrebbero dipendere da semplici errori di osservazione. I composti infrascritti, che sono isomorfi e cristallizzati in romboedri, si possono citare come esempi:

		Formula	Angolo ottuso
Carbonato	di zinco	$ZnO + CO^2$	107° 30′
»	di magnesia	$MgO + CO^2$	107° 25′
»	di ferro	$FeO + CO^2$	107°
»	di manganese	$MnO + CO^2$	106° 51′
»	di calce	$CaO + CO^2$	105° 50′

Questi cinque carbonati hanno, com'è chiaro dalle formule, una composizione analoga, mentre contengono un atomo di acido carbonico, ed un atomo di base, la quale racchiude un atomo di metallo ed un atomo di ossigeno. Si possono adunque considerare siccome altrettanti composti in cui lo zinco, il magnesio, il ferro, il manganese ed il calcio si sostituiscono a vicenda, senza alterare la forma cristallina. Nulladimeno gli angoli del romboedro non sono rigorosamente eguali, mentre fra i due termini estremi della serie la differenza arriva a 1 grado e 40 minuti.

Nelle combinazioni chimiche spesso un corpo entra al posto di un altro col quale è isomorfo, senza che per questo ne risulti un cambiamento nella forma. Talvolta il corpo isomorfo rimpiazza tutta la quantità del primo, sicchè prende il posto di quello, e vi si sostituisce in quantità equivalente; ma in altri casi i corpi isomorfi che si trovano presenti nell'atto della cristallizzazione, concorrono simultaneamente alla formazione dello stesso cristallo, e non si possono più separare per mezzo di nuove cristallizzazioni. Per questa ragione appunto i minerali cristallizzati che s'incontrano nel regno inorganico, raramente presentano una composizione costante, ma più spesso contengono delle quantità variabili di altri minerali che cristallizzano nelle stesse forme. Così il carbonato di calce contiene sempre del carbonato di magnesia, e l'allumina cristallizzata non è mai scevra di sesquiossido di ferro. Per la stessa ragione disciogliendo in un liquido de' sali isomorfi, si ottengono de' cristalli misti, ne' quali i sali isomorfi sono tra loro mescolati in rapporti variabilissimi, dipendenti dalle proporzioni impiegate, e dalla loro solubilità relativa.

I corpi di composizione analoga non sempre hanno la stessa forma cristallina; la qual cosa può dipendere da diverse cagioni, e soprattutto dal dimorfismo. Suppongasi di fatto che un corpo dimorfo per una delle sue forme sia isomorfo con una serie di composti, e per l'altra forma con un'altra serie, in tal caso i corpi della prima, tuttochè di composizione analoga, non potranno presentare la forma cristallina

de' secondi. Il carbonato di calce, tra i corpi dimorfi, presenta l'esempio più notevole di questo doppio isomorfismo. Il più delle volte occorre cristallizzato in romboedri, come nello *spato calcare*, o in forme derivate da questa; ma talvolta ancora si presenta in prismi rettangolari nel minerale conosciuto col nome di *arragonite*. Abbiamo già veduto che i carbonati di zinco, di magnesia, di ferro, di manganese sono isomorfi con lo spato calcare; ma ve ne ha pure di quelli che, avendo la stessa composizione de' primi, sono isomorfi coll' arragonite: tali sono i carbonati di piombo, di barite, di stronziana. Egli è da ciò evidente che i carbonati della prima serie hanno una forma diversa da quella de' secondi, comechè tutti contengano un atomo di acido carbonico, un atomo di metallo ed uno di ossigeno, e se non si conoscesse il dimorfismo del carbonato di calce, che rannoda le due serie mentovate, il loro isomorfismo resterebbe occulto. Pare che alla stessa cagione si debba attribuire in molti casi la mancanza dell' isomorfismo tra certi corpi che presentano analogia di composizione.

Intanto è probabile che la forma dei cristalli dipenda non solo dal numero e dalla posizione relativa degli atomi elementari, onde sono composti, ma ancora dal volume di essi atomi. Ed in vero, se negli esempi citati il calcio, lo zinco, il magnesio, il ferro, il manganese possono prendere l' uno il posto dell' altro nei rispettivi carbonati, senza apportare cambiamento nella forma cristallina, è evidente che gli atomi che si rimpiazzano debbono occupare lo stesso spazio, e per conseguenza avere lo stesso volume. Se questo ragionamento è esatto, nei corpi isomorfi i pesi atomici debbono trovarsi proporzionali alle densità, perchè se i volumi de' loro atomi sono eguali, i pesi di questi atomi esprimeranno le densità. Applichiamo questa legge a qualche caso particolare di corpi isomorfi.

Il peso atomico del carbonato di piombo è $= 1669,5$, la sua densità è $= 6,465$. Il peso atomico del carbonato di stronziana è $= 922,3$. Se da questi dati si calcola la densità del carbonato di stronziana, si avrà, $1669,5 : 922,3 :: 6,465 : x = 3,572$ densità calcolata.

La densità ottenuta coll' esperienza è 3,605, il qual numero si allontana pochissimo dal precedente.

Per la qual cosa il ragionamento e l' esperienza concorrono a dimostrare, che gli atomi de' corpi isomorfi deggiono avere lo stesso volume, e che viceversa due gruppi molecolari non possono essere isomorfi, sebbene contengano lo stesso numero di atomi semplici, quando i volumi degli atomi dell' uno non sono eguali a quelli dell' altro. Ond' è che se i corpi isomorfi presentano una composizione analoga, non sempre i corpi di composizione analoga sono isomorfi.

Dimorfismo e Polimorfismo. — Abbiamo veduto che il riscaldamento fa variare gli angoli de' cristalli, e che queste variazioni sono abbastanza sensibili, anche a basse temperature. Egli è naturale il supporre che ad un forte grado di calore le differenze possano raggiungere un limite, in cui la forma cristallina resti del tutto cambiata; ed allora se il corpo può conservare questa nuova forma, sarà dimorfo.

Per l'ordinario i corpi dimorfi si presentano con forme diverse, quando cristallizzano a diverse temperature. Così lo zolfo fuso, che si solidifica a 113°, ha per forma un prisma rombico derivante dal prisma monoclino, mentre all'ordinaria temperatura si separa dalla soluzione nel solfuro di carbonio in rombottaedri appartenenti al sistema del prisma rettangolare. Il carbonato di calce in un liquido freddo si precipita in cristallini romboedrici, all'opposto in un liquido bollente si deposita in piccoli prismi rettangolari.

Questo rapporto che l'osservazione dimostra tra la forma dei cristalli e la temperatura a cui vennero prodotti, è di grandissima importanza per la Mineralogia e la Geologia, perchè rivela le condizioni in cui si formarono i cristalli naturali, e può dare degl'indizii preziosi sull'origine delle rocce, nelle quali si trovano allogati.

I corpi dimorfi, differiscono non solo per la forma, ma ancora per le altre fisiche proprietà. La densità, il colore, la durezza ec. sono altrettanti caratteri che variano col variar della forma cristallina. Così p. e. l'ioduro di mercurio giallo diventa rosso se viene toccato con un corpo duro, e questo passaggio è accompagnato da un cambiamento di forma. La densità dell'arragonite e la sua durezza sono maggiori di quelle dello spato calcare. Il bisolfuro di ferro cristallizzato in cubi è un composto inalterabile all'aria, è dotato di grande stabilità; all'opposto la varietà che cristallizza in prismi rombici, esposta all'azione dell'aria, ne attira rapidamente l'ossigeno, e si trasforma in solfato di ferro. Anche il calorico specifico de'corpi dimorfi varia colla forma cristallina. Regnault ottenne 0,1776 per i cristalli di solfo naturali, e 0,1844 per quelli preparati colla fusione.

Molti corpi dimorfi contengono gli stessi atomi elementari in egual numero, ma aggruppati in diverso modo; sicchè non hanno gli stessi principii costituenti. In questo caso variano colla forma tutti i caratteri e le reazioni chimiche del composto. Ma questa specie di dimorfismo è più particolarmente conosciuta col nome d'*isomeria*.

Isomeria. — Le stesse cagioni che producono il dimorfismo de' corpi cristallizzati, spesso inducono un cambiamento nelle condizioni molecolari di alcuni corpi, e per conseguenza nelle loro fisiche proprietà. Così il solfo riscaldato ad una temperatura di circa 200°, si addensa, e perde ogni specie di fluidità; colato nell'acqua fredda in tale stato, anche dopo il raffreddamento, resta molle ed elastico, sicchè per molti caratteri differisce dal solfo comune. Il solfuro di mercurio precipitato da un sale mercuriale per mezzo dell'idrogene solforato, è nero; questo solfuro nero diventa rosso, e si trasforma in cinabro con la sublimazione; dal suo canto il cinabro prima riscaldato, e poi rapidamente raffreddato per mezzo dell'acqua, divien nero. L'ossido di cromo, la zirconia, l'allumina, che preparati coi metodi ordinari, si disciolgono negli acidi senza difficoltà, riscaldati ad un'alta temperatura, diventano tutto ad un tratto incandescenti, e da quel momento in poi non sono più solubili. Questi, ed altri infiniti esempi che potrei citare provano abbastanza, che i cambiamenti di temperatura pos

sono indurre nello stato molecolare de' corpi delle alterazioni durevoli, e far variare moltissimo le proprietà de' corpi che sono stati sottoposti all'azione del calore. E però si conoscono molte sostanze, le quali, tuttochè identiche per la loro natura chimica, presentano caratteri differentissimi. Questa particolare condizione in cui certi corpi si trovano, si chiama *isomeria*.

Di tutti i casi d'isomeria, il più notevole è quello de'corpi semplici; perchè se è vero che coteste differenze dipendono dalla varia struttura molecolare, quella de'corpi elementari, potendosi modificare in più maniere, non dev'essere così semplice come comunemente si crede. Lo zolfo non è il solo esempio di corpi semplici isomeri; il carbonio ancora ed il fosforo si presentano ciascuno in più modificazioni. Il diamante, la grafite, il carbone ordinario sono altrettanti stati isomeri del carbonio, in cui questo elemento prende aspetti e caratteri differentissimi.

Berzelius ha più d'ogni altro contribuito a richiamare l'attenzione de'Chimici sull'isomeria de'corpi semplici, che ha distinto col nome speciale di *allotropia*. Egli ha dimostrato essere l'allotropia un fenomeno molto più comune di quel che prima si credeva; dimodochè, secondo questo celebre Chimico, quasi ogni corpo semplice ha due, e sovente tre stati allotropici diversi, i quali differiscono per molte intrinseche proprietà, come sono il peso specifico, la capacità calorifica, la conducibilità per il calorico e per l'elettrico, la combustibilità ec. Il silicio, per esempio, ridotto ad una temperatura non molto elevata, si accende quando vien riscaldato in contatto dell'aria, e brucia con vivacità; fuso col nitro si ossida, producendo una detonazione, e si discioglie compiutamente nell'acido idrofluorico. Al contrario dopo d'essere stato fortemente arroventato, è affatto incombustibile, si può fonderlo col nitro ad una temperatura altissima, senza che soffra la più leggiera alterazione, e non è punto attaccato dall'acido idrofluorico. Ma il fatto più importante è che tali modificazioni del silicio passano intatte nei composti dello stesso radicale, e producono delle combinazioni isomere in cui, per esprimermi col linguaggio di Berzelius, la differenza delle proprietà non dipende come nei casi ordinari, dal diverso aggruppamento molecolare, ma bensì dal diverso stato allotropico del radicale. Il composto di silicio ed ossigeno, o sia l'acido silicico, ne offre un esempio convincente. Tale composto quando è stato ottenuto decomponendo per mezzo dell'acqua il fluoruro di silicio, è abbastanza solubile nell'acqua, e si scioglie compiutamente nell'acido idroclorico; con un forte riscaldamento perde entrambe queste proprietà, sicchè il calorico opera sull'acido silicico come sul silicio allo stato libero. Quindi si può ammettere con sufficiente probabilità che l'acido silicico solubile ha per radicale il silicio nella prima modificazione, e che l'acido insolubile racchiude l'altra. Il fosforo ancora possiede diversi stati allotropici ben distinti, ciascuno de'quali combinato coll'ossigeno o col solfo, produce un composto isomero diverso.

Berzelius propone di distinguere le diverse modificazioni allotropiche

in cui può presentarsi uno stesso corpo, sia libero, sia combinato, mettendo accanto al simbolo di esso delle lettere tratte dall'alfabeto greco. In conseguenza di ciò il silicio solubile nell'acido idrofluorico si può rappresentare con Siα, l'altro con Siβ; l'acido silicico solubile con SiαO^3, quello insolubile con SiβO^3.

L'isomeria de'corpi semplici conduce naturalmente a domandarci, se i ridetti corpi o almeno alcuni di essi si possano considerare siccome altrettante modificazioni isomere della stessa materia, prodotte in condizioni differentissime dalle attuali, in cui si trovò altravolta il nostro pianeta. Una tale ipotesi non avrebbe nulla d'impossibile, quando si riflette che se coi nostri mezzi attuali possiamo imprimere ai corpi delle alterazioni permanenti, come quelle già accennate, è ben possibile che siffatte alterazioni nelle condizioni in cui operò la natura siano state di gran lunga più profonde e più durevoli. Noi sappiamo con certezza che il diamante e la grafite, tuttochè tanto diversi pe'loro caratteri, sono entrambi formati di solo carbonio. Ciò non ostante noi non conosciamo nessun mezzo per trasformare l'una di tali sostanze nell'altra; ma quando il diamante o la grafite vengono arroventati nel gas ossigeno, resta distrutto quello stato particolare di aggruppamento molecolare che faceva differire l'uno dall'altra, ed il prodotto che nasce da tale combinazione è l'acido carbonico, perfettamente identico ne'due casi, non solo per la composizione, ma ancora per tutti i caratteri. Questo è il solo fatto che ci autorizza a riguardare il diamante e la grafite come due modificazioni allotropiche della stessa sostanza; e se la modificazione persistesse nel composto che risulta dalla combinazione di essi coll'ossigeno, noi saremmo certamente tratti in errore, e riguarderemmo il diamante e la grafite come due corpi semplici diversi. D'altronde non mancano esempi di modificazioni allotropiche, che persistono anche nelle loro combinazioni, ed il silicio ce ne dà una pruova luminosissima. Per conseguenza non è improbabile che alcuni de'corpi, ammessi come semplici nello stato attuale della scienza, non siano che modificazioni allotropiche della stessa sostanza, le quali non si possono convertire l'una nell'altra coi mezzi che possediamo, come appunto si osserva col diamante e la grafite; e che inoltre combinandosi con altri corpi semplici, formano de'composti, in cui persiste la modificazione allotropica del radicale, come avviene per il silicio. Egli è chiaro per altro che se questo caso realmente si verifica, e se d'altra parte i corpi sono, come abbiamo ammesso, formati di atomi, gli equivalenti debbono trovarsi eguali, o almeno in rapporti semplici. Paragonando insieme i numeri che rappresentano gli equivalenti di certi corpi semplici, si osservano delle relazioni importantissime che danno qualche valore a siffatte considerazioni. Eccone alcuni esempi:

1 eq. Didimio	=	48,00	1 eq. Mercurio	=	100,00
4 eq. Magnesio	=	48,00	1 eq. Niobio	=	100,12
8 eq. Carbonio	=	48,00	5 eq. Calcio	=	100,00

1 eq. Iodo	=	127,00
4 eq. Rame	=	126,92

1 eq. Tellurio	=	64,14
2 eq. Ittrio	=	64,36
4 eq. Solfo	=	64,00
8 eq. Ossigeno	=	64,00

1 eq. Ferro	=	28,00
1 eq. Titanio	=	28,00
2 eq. Azoto	=	28,00
4 eq. Glucio	=	27,88

1 eq. Manganese	=	27,57
2 eq. Alluminio	=	27,34

1 eq. Stagno	=	58,00
2 eq. Nichelio	=	58,20

1 eq. Bromo	=	80,00
3 eq. Cromo	=	80,04
4 eq. Calcio	=	80,00
5 eq. Solfo	=	80,00
10 eq. Ossigeno	=	80,00

1 eq. Tunsteno	=	92,00
2 eq. Molibdeno	=	92,00
2 eq. Cerio	=	92,00
2 eq. Lantano	=	92,00
4 eq. Sodio	=	91,88

1 eq. Iridio	=	99,00
1 eq. Platino	=	98,94

1 eq. Tantalio	=	106,81
2 eq. Palladio	=	106,48
3 eq. Cloro	=	106,38
5 eq. Silicio	=	106,75

Alcuni de'numeri de'gruppi precedenti sono del tutto identici, altri differiscono così poco, che non è possibile decidere se tali differenze esistono realmente, o se dipendono da errori d'osservazione. Vi sono inoltre molti corpi semplici, come l'argento, l'arsenico, l'azoto, il bismuto, il bromo, il calcio, il carbonio, il ferro, il magnesio, il mercurio, l'ossigeno, il solfo ec., i cui equivalenti, essendo esattamente multipli di quello dell'idrogeno, si potrebbero riguardare come formati dalla riunione di più molecole di quest'ultimo; ma se dall'una parte delle relazioni di questa natura possono difficilmente riguardarsi come fortuite, dall'altra, finchè con esperienze dirette non si arriverà a trasformare i corpi semplici gli uni negli altri, siffatte speculazioni non possono avere altro valore che quello di additare uno scopo alle investigazioni future.

NOMENCLATURA

In Chimica la nomenclatura de'corpi semplici non è soggetta a regole fisse, e però i nomi di questi il più delle volte non servono che a rammentare alcuna delle loro proprietà più importanti. Le parole cloro, che in greco significa *verde*, iodo *violaceo*, bromo *odore infetto* e simili, esprimono altrettante qualità dei corpi che hanno ricevuto questi nomi. Molti altri nomi vennero adottati, perchè già sanzionati dall'uso, sebbene se ne ignorasse l'origine e l'etimologia: le parole *solfo, ferro, piombo, oro* ec., sono in questo caso.

Le proprietà de'corpi composti hanno intime relazioni con quelle dei loro componenti; però la maniera più semplice e più ragionevole di formare i loro nomi, è quella di comporli coi nomi stessi de'corpi semplici che racchiudono. Si ha così il doppio vantaggio di compendiare ne'nomi dei composti la parte più essenziale della loro istoria, cioè la composizione, e di richiamare alla mente un gran numero di proprietà che da quella dipendono.

Il primo tentativo di una nomenclatura metodica rimonta al 1782, ed è dovuto a Guyton de Morveau. Prima di allora i nomi de'composti chimici erano arbitrari, e sovente lo stesso corpo veniva indicato con molti nomi diversi, i quali talvolta rammentavano il nome dello scopritore, quando qualche carattere insignificante, spessissimo de'dati inesatti intorno alla natura del corpo. Il progetto di Guyton fu sottoposto all'esame d'una commissione composta di Lavoisier, Fourcroy e Berthollet, i quali dopo di avervi apportato molti importanti miglioramenti, unitamente a Guyton presentarono nel 1787 un sistema compiuto di nomenclatura, e tracciarono le regole che seguitiamo ancora oggigiorno, salvo alcune leggiere modificazioni, che i progressi posteriormente fatti dalla scienza hanno dimostrato necessarie.

Darò in primo luogo le regole per formare i nomi de'corpi composti da due soli elementi, e che per tal motivo si chiamano *composti binari*.

I nomi de'composti binari si formano congiungendo insieme i nomi stessi de'loro componenti per mezzo del segnacaso *di*, e cambiando nella desinenza *uro* l'ultima vocale del primo. Così un corpo composto di solfo e di ferro si chiama *solfuro di ferro;* un altro che contiene cloro ed argento *cloruro di argento;* una combinazione d'iodo e potassio *ioduro di potassio* ec. In primo luogo si mette sempre il nome del corpo elettronegativo, e non mai quello del radicale, onde non si direbbe *ferruro di solfo, argenturo di cloro, potassiuro d'iodo* e simili, perchè il solfo, il cloro, l'iodo che sono de'corpi metalloidi, funzionano sempre da elementi elettronegativi rispetto al ferro, all'argento, al potassio, che sono de'metalli.

Se i corpi semplici non si combinassero che in un solo rapporto, basterebbe nominare soltanto gli elementi de' corpi composti nel modo che abbiamo già detto; ma siccome gli stessi elementi possono formare un gran numero di combinazioni, oltre ai nomi dei componenti, è d'uopo indicare anche il rapporto in cui si trovano gli equivalenti semplici, per evitare ogni confusione.

Parlando delle leggi delle combinazioni chimiche, abbiamo veduto che nella più parte de' casi un equivalente di radicale si combina con uno, con due, con tre, con quattro, con cinque, equivalenti del corpo elettronegativo. Quindi senza occuparsi del radicale, che entra quasi sempre per un equivalente, basterà indicare il numero degli equivalenti del corpo elettronegativo, il che si fa premettendo le particelle numeriche *proto* o *mono, bi* o *deuto*, *tri, quatri* ec., che servono ad

indicare uno, due, tre, quattro equivalenti, come appresso:

$SnCh$ . . . . Protocloruro di stagno
$SnCh^2$ . . . . Bicloruro di stagno
SbS^3 . . . . Trisolfuro d' antimonio
SbS^4 . . . . Quatrisolfuro d' antimonio
SbS^5 . . . . Pentasolfuro, o Persolfuro d'antimonio.

La particella *per* si premette ai nomi de' composti che contengono la massima quantità dell' elemento elettronegativo. Così negli esempi citati, *persolfuro di antimonio* dinota quel composto, che contiene maggior quantità di solfo che tutti gli altri solfuri dello stesso radicale. Il *bicloruro di stagno* si può chiamare ancora *percloruro*, perchè fra' composti di cloro e stagno il bicloruro è quello che contiene maggior quantità di cloro.

Il rapporto di due equivalenti a tre, che spesse volte s' incontra in alcuni composti, si suole esprimere premettendo al nome la particella *sesqui*, come ne' composti seguenti:

Al^2Ch^3 . . . Sesquicloruro d'alluminio
Cr^2Ch^3 . . . Sesquicloruro di cromo
Fe^2Br^3 . . . Sesquibromuro di ferro
Sn^2S^3 . . . Sesquisolfuro di stagno
C^2F^3 . . . Sesquifluoruro di carbonio.

Per le combinazioni de' corpi semplici coll' ossigeno si sono adottate norme alquanto diverse. Dall'una parte l'ossigeno, essendo l'elemento elettronegativo di tutte le combinazioni, si mette sempre innanzi nei nomi de' composti che lo contengono. D' altronde invece di chiamare questi ultimi *ossigenuri*, come si dovrebbe, secondo le regole dianzi stabilite, si sono adottate le parole *ossido* ed *acido*, per dinotare due classi di combinazioni, distinte da speciali caratteri, e capaci di combinarsi insieme per formare una classe di corpi importantissimi, che sono conosciuti col nome di *sali*. Si chiamano acidi certe combinazioni de' radicali coll' ossigeno, che mutano in rosso il colore azzurro di alcune materie organiche, come è la laccamuffa, il principio colorante delle viole ec., che assaporate, spiegano un gusto acre analogo a quello dell' aceto o del limone, e perdono questi caratteri tutte le volte che si mettono a contatto con certe sostanze che si chiamano basi. Vi sono altre combinazioni dell'ossigeno in cui non si osserva nessuna delle ridette proprietà, e si chiamano ossidi. Il più delle volte gli acidi hanno per radicale un corpo metalloide, e gli ossidi un metallo; ma non mancano de'casi in cui si osserva il contrario. Gli ossidi metallici e gli acidi si combinano insieme per formare i sali, ne' quali composti l' acido è l'elemento elettronegativo, e l' ossido l' elemento elettropositivo.

Per distinguere i diversi gradi d' ossidazione dello stesso radicale, si

adoperano le stesse particelle numeriche *proto*, *bi*, *sesqui*, ec., di cui si fa uso per indicare il numero degli equivalenti di altri corpi semplici. Così si dice

FeO . . . Protossido di ferro
Fe^2O^3 . . Sesquiossido di ferro
MnO^2 . . Biossido di manganese ec.

Le combinazioni de' radicali coll'ossigeno che contengono più di due equivalenti di quest' ultimo, sono sempre degli acidi. I nomi di tali composti si formano colla parola generica *acido* seguita dal nome del radicale trasformato in aggettivo colla desinenza in *ico* od in *oso*. Esempi : *acido solforico*, *acido solforoso*, *acido arsenico*, *acido arsenioso ec*. Gli acidi colla desinenza in *ico* sono quelli che contengono maggior quantità di ossigeno di quelli terminati in *oso;* sicchè variando semplicemente la desinenza, si possono distinguere comodamente due acidi dello stesso radicale, che contengono diverse quantità di ossigeno.

Spesso un radicale forma coll' ossigeno più di due acidi, come il solfo, il fosforo, ed altri corpi semplici. In tal caso la sola desinenza non basterebbe a distinguerli, quindi si supplisce aggiungendo la particella *ipo*, che in greco vale *sotto*, la quale messa innanzi al nome di un acido indica un composto, che contiene minor quantità di ossigeno di quello che ha lo stesso nome, ma senza la particella *ipo*, come si vede negli esempi infrascritti :

SO . . . . . Acido iposolforoso
SO^2. . . . . Acido solforoso
S^2O^5 . . . . Acido iposolforico
SO^3 . . . . . Acido solforico.

Oltre agli acidi prodotti dalla combinazione de'radicali coll'ossigeno, vi sono altri composti che hanno moltissima somiglianza co'primi, sebbene ne differiscano per la composizione, essendo formati d' idrogeno e di certi corpi metalloidi, quali sono il cloro, il bromo, l' iodo ed il fluore. Per molto tempo si pensò che l'idrogeno vi tenesse il posto dell' ossigeno, e per tal ragione furono chiamati *idracidi*, per distinguerli dagli acidi ossigenati, che furono detti *ossiacidi*. I nomi degli idracidi si formano come quelli degli ossiacidi, con la sola differenza che all'aggettivo terminato in *ico* si premette la voce *idro*, abbreviazione d'idrogeno: l'idracido del cloro si chiama *acido idroclorico*, quello del bromo *acido idrobromico ec.*

I nomi dei sali si compongono del nome dell' acido e di quello dell'ossido, modificando la desinenza del primo. Se l' acido termina in *ico*, nel sale questa desinenza si cambia in *ato* ; se in *oso*, si cambia in *ito* : così da azotico si fa *azotato*, da azotoso *azotito*. I metalli non si uniscono agli acidi, se non combinati coll' ossigeno, onde si tace per brevità la parola *ossido*, e si nomina semplicemente il metallo che vi è conte-

nuto. Quindi si dice *azotato d' argento*, *solfato di ferro*, *solfito di zinco*, *carbonato di piombo*, *arsenito di rame*, *ec.* invece di *azotato d'ossido d'argento*, *solfato d' ossido di ferro*, *solfito d' ossido di zinco*, *ec.*

CLASSIFICAZIONE DE' CORPI SEMPLICI

Nello stato attuale della Chimica si conoscono 62 corpi semplici. Alcuni di essi presentano certi caratteri comuni che appresso avremo occasione di esaminare, e si conoscono col nome di *metalli*. I rimanenti hanno caratteri totalmente diversi da' primi, e si chiamano *metalloidi*. La descrizione de' metalli non può farsi senza avere un' esatta cognizione de' corpi metalloidi, e per questa ragione la storia de' corpi metalloidi deve necessariamente precedere quella de' metalli. Si conosce per altro un corpo semplice, l' idrogeno, che essendo sempre gassoso, possiede i caratteri esteriori de' metalloidi, sebbene per le sue funzioni chimiche abbia maggiore analogia coi metalli. Questo corpo è uno dei più diffusi della natura, è contenuto nell' acqua, e quindi ha una parte molto importante nel maggior numero de' fenomeni chimici: per queste ragioni siamo costretti a parlarne prima degli altri.

De' 62 corpi semplici ammessi, 15 sono annoverati fra' metalloidi, 47 fra' metalli. I metalloidi sono stati divisi ne' quattro gruppi seguenti:

1° Gruppo	2° Gruppo	3° Gruppo	4° Gruppo
Ossigeno	Cloro	Azoto	Carbonio
Solfo	Bromo	Fosforo	Boro
Selenio	Iodo	Arsenico	Silicio.
Tellurio	Fluore	Antimonio	

Daremo a suo luogo la classificazione de' metalli.

IDROGENO

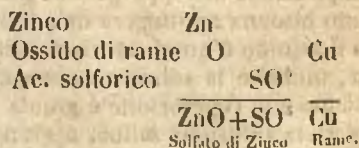
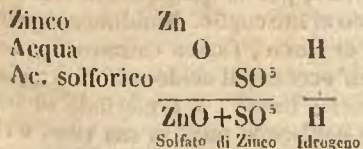
Venne scoperto ne' primi anni del secolo XVII. Boyle, Hales Mayow, Boerhave ne parlarono nelle loro opere col nome di *aria infiammabile*. Finalmente Cavendish nel 1766 sottopose tale sostanza ad un diligentissimo esame, e siamo debitori a questo Chimico delle nozioni che possediamo sull' idrogeno.

Questo corpo è uno de' più abbondanti che si trovino in natura: entra nella composizione dell' acqua, e fa parte di tutti gli esseri organici tanto vegetabili quanto animali.

Estrazione. — Per ottenerlo, basta decomporre l' acqua per mezzo di sostanze che hanno per l' ossigeno una forte affinità. Il potassio, il sodio ed altri metalli producono questo fenomeno all' ordinaria temperatura. Però se in un tubo pieno di mercurio s' introduce dell' acqua e quindi un poco di potassio: la decomposizione segue immediatamente, ed il tubo si empie di gas idrogeno perfettamente puro.

Vi sono altri metalli che per decomporre l'acqua hanno bisogno di venir fortemente riscaldati, come il ferro, lo zinco e lo stagno. Quindi se si fa passare del vapore acquoso in un tubo di porcellana arroventato, che contiene de' fili di ferro nel suo interno, all' estremità opposta del tubo si svilupperà gas idrogeno, ed il ferro resterà ossidato. La *fig.* 3 rappresenta una disposizione molto comoda per eseguire questa esperienza. Un palloncino di vetro *a* contenente dell' acqua, e riscaldato per mezzo d'un piccolo fornello, somministra il vapore, il quale è obbligato a passare a traverso del tubo *bc* fortemente arroventato in un fornello di figura rettangolare. Questo tubo è pieno internamente di fili di ferro, che decompongono il vapor d'acqua, appropriandosi l' ossigeno e lasciando libero l'idrogeno, che si sviluppa per mezzo del tubo di vetro *d*, e si va a raccogliere nella campana di cristallo *e*.

L'azione degli acidi liberi può supplire quella del riscaldamento, ond'è che facendo agire sullo zinco un miscuglio di acqua e di acido solforico, si sviluppa gas idrogeno in abbondanza; nel tempo stesso l'ossigeno dell'acqua si combina col metallo, e l'ossido prodotto si unisce all'acido solforico per formare un solfato. La decomposizione dell'acqua per l'azione combinata degli acidi liberi e di alcuni metalli, come sono il ferro e lo zinco, stabilisce una nuova analogia fra l'idrogeno ed i metalli propriamente detti: difatti immergendo una lamina di ferro o di zinco nella soluzione di un sale di piombo o di rame, il metallo disciolto si precipita, e lo zinco o il ferro si disciolgono in sua vece. Ora l'acido solforico, ed in generale gli acidi, non sono che delle specie di sali, in cui l'acido si trova combinato coll'acqua, che fa le veci di ossido metallico. Per conseguenza lo zinco decompone il solfato d'ossido d'idrogeno, come decompone il solfato d'ossido di rame: in ambi i casi l' elemento metallico della combinazione salina resta separato, e lo zinco si discioglie, trasformandosi in solfato di zinco. La sola differenza è in ciò che il rame, essendo solido all'ordinaria temperatura, si precipita; mentre l'idrogeno, essendo gassoso, si sviluppa e produce il fenomeno dell'effervescenza. In tutto il resto i due fenomeni si somigliano, e le reazioni che hanno luogo in ambi i casi, sono del tutto simmetriche, come si potrà dedurre confrontandole:

Zinco	Zn		Zinco	Zn		
Acqua	O	H	Ossido di rame	O	Cu	
Ac. solforico	SO^3		Ac. solforico	SO^3		
	$ZnO+SO^3$ Solfato di Zinco	H Idrogeno		$ZnO+SO^3$ Solfato di Zinco	Cu Rame.	

L' idrogeno ottenuto con questo mezzo non è mai puro, perchè lo zinco del commercio contiene quasi sempre qualche traccia di solfo, e talvolta ancora dell'arsenico, i quali combinandosi coll'idrogeno, producono un poco d'idrogeno solforato e d'idrogeno arsenicale. Ond'è che per averlo purissimo, è necessario impiegare dello zinco depurato per mezzo della distillazione. Pertanto lo zinco distillato è molto meno

attivo di quello che contiene de'metalli estranei, perchè nell'ultimo caso, fra lo zinco e gli altri metalli si stabilisce una corrente elettrica, la quale rinforza l'affinità dello zinco per l'ossigeno, ed accelera la decomposizione dell'acqua. Del resto è facile mettere lo zinco puro nelle stesse condizioni, senza alterare la purezza del prodotto ponendovi a contatto una lastrina di platino; in tal caso si forma una coppia, la quale decompone l'acqua con energia: l'idrogeno si sviluppa dalla superficie del platino che è l'elemento elettro negativo, l'ossigeno dell'acqua va invece al polo positivo che è lo zinco, l'ossida, e l'ossido prodotto si discioglie nell'acido solforico, formando solfato di zinco.

Per preparare l'idrogeno, si fa uso dell'apparecchio semplicissimo rappresentato dalla *fig.* 1, il quale si compone di una bottiglia a due gole munita d'un tubo ripiegato ad angolo retto, e di un tubo dritto, che all'estremità superiore si allarga in imbuto. Il primo serve a condurre l'idrogeno che si sviluppa nel tino pneumatico, l'altro a versare l'acido sul miscuglio tutte le volte che lo sviluppo gassoso si rallentasse.

Introdotto lo zinco in piccoli frammenti ed una certa quantità d'acqua nell'interno della boccia *a*, si comincia a versarvi l'acido solforico per mezzo del tubo *b*: la reazione comincia immediatamente a manifestarsi, si sviluppa idrogeno in grande abbondanza, ed il miscuglio si riscalda, la quale circostanza contribuisce ad accelerare lo sviluppo gassoso.

Nel principio dell'esperienza l'apparecchio si trova in gran parte pieno d'aria atmosferica, però le prime porzioni di gas che si sviluppano sono mescolate a gran quantità di quest'aria, e non bisogna raccorle. Quando tutta l'aria è stata espulsa, si può ricevere l'idrogeno in vasi pieni d'acqua e capovolti coll'apertura in basso in un tino pieno dello stesso liquido. Il gas, essendo più leggiero, si raccoglie alla parte superiore, e va ad occupare il posto che prima era occupato dall'acqua.

Nell'esperienze di precisione, per escludere ogni traccia d'aria atmosferica, si empie d'acqua precedentemente bollita tutto l'apparecchio, indi si versa l'acido solforico per mezzo del tubo *b*: il gas sviluppandosi, scaccia l'acqua nel tino per mezzo del tubo *c*, e si raccoglie perfettamente puro nel tubo *d* destinato a riceverlo. Avviene dopo un certo tempo che lo sviluppo gassoso diminuisce, per la qual cosa di tanto in tanto bisogna aggiungere un po' d'acido al miscuglio. Nondimeno quando il liquido è quasi saturo di solfato di zinco, l'azion chimica si arresta, tuttochè la soluzione contenga un'eccesso di acido solforico; sicchè quando l'operazione è giunta a questo limite, è preferibile di travasare la soluzione salina, aggiungere dell'acqua pura in sua vece, e ricominciare l'operazione da capo colle precauzioni dianzi accennate.

Il gas ottenuto si può conservare negli stessi vasi in cui è stato raccolto, i quali si lasciano coll'apertura immersa nell'acqua sul tino pneumatico fino al momento di servirsene.

Quando occorra conservare delle grandi quantità di gas, si fa uso di un istrumento assai comune ne' laboratorii di Chimica, che si chiama *gassometro*. I migliori sono quelli che hanno la forma rappresentata

dalla *fig.* 4. A è un cilindro di lamina di rame, al di sopra del quale poggia un serbatoio B dello stesso metallo per mezzo di 4 colonnette di ottone *a*, *b*, *c*, *d*, una delle quali *a* è situata nel prolungamento dell'asse del cilindro, mentre le tre rimanenti *b*, *c*, *d*, sono situate sulla circonferenza della base ad eguale distanza l'una dall'altra. Due di queste colonnette, e propriamente *a* e *b*, sono forate nel senso della loro lunghezza, e munite delle corrispondenti chiavi: le altre due *c*, *d* sono piene, e non servono ad altro che a sostenere il serbatoio superiore. Il tubo *a* si apre nella cavità del cilindro A immediatamente dopo di avere oltrepassato la doppiezza del rame; il tubo *b* al contrario si prolunga nel corpo del gassometro fino a *g*, e si apre a poche linee di distanza dal fondo. Verso la parte superiore del cilindro A sporge lateralmente un tubo di ottone ad apertura capillare e munito della sua chiave *e*. In vicinanza del fondo dell'istrumento trovasi un'apertura abbastanza larga *f*, che si può chiudere ermeticamente per mezzo d' un mastio *h* guernito di cuoio. Il tubo di vetro *ll*, che colle due estremità comunica, tanto colla parte superiore quanto colla parte inferiore del gassometro, è destinato ad indicare il livello dell'acqua, e per conseguenza la quantità di gas che è contenuta nell'istrumento.

Per empir d'acqua il gassometro, si chiude l'apertura *f* per mezzo del suo mastio, si aprono le chiavi *a*, *b*, *e*, e si versa dell'acqua nel serbatoio B; il liquido passa dal serbatoio nel cilindro inferiore a traverso il tubo *bg*, mentre l'aria del cilindro esce per mezzo del tubo *e*. Quando l'istrumento è pieno d'acqua, si chiudono le chiavi *a*, *b*, *e*, e si apre la gola inferiore *f*, da cui l'acqua non può uscire, perchè sostenuta dalla pressione atmosferica. Ciò eseguito, s'introduce nell'apertura *f* l'estremità del tubo adduttore del gas, in modo che penetri nell'interno dell'istrumento: il gas a misura che si sviluppa, si rende alla parte superiore del cilindro A, spostando un egual volume di acqua, che esce dall'apertura *f*. Quando il livello dell'acqua nel tubo di vetro *ll* indica che il gassometro è quasi del tutto pieno di gas, si sospende l'operazione, e si chiude l'apertura *f* col suo mastio.

Volendo estrarre una certa quantità di gas dal gassometro, s'introduce nel serbatoio B un tubo pieno d'acqua coll'apertura rivolta alla parte inferiore ed immersa nell'acqua del serbatoio, si applica l'apertura di detto tubo sull'orifizio del tubo *a*, indi si aprono le chiavi *a* e *b*, l'acqua del serbatoio scende in tal caso nel cilindro per mezzo del tubo *b g* scacciando il gas, che per mezzo del tubo *a* penetra nel tubo di cristallo destinato a riceverlo. In tal modo si può conservare non solo l'idrogeno, ma qualunque altro gas che non sia solubile nell'acqua, come l'ossigeno, l'azoto, l'ossido di carbonio, ec.

Proprietà. — L'idrogeno non si conosce che allo stato gassoso. Faraday avendolo sottoposto all' azione combinata di un freddo di 110 gradi sotto zero e di una pressione di 27 atmosfere, non è riuscito a ridurlo allo stato liquido. Quando è perfettamente puro non ha nè colore, nè odore, nè sapore; ma l'idrogeno che si prepara collo zinco del commercio ha un odore particolare disaggradevole, che ricorda

quello dell' aglio, ed è dovuto a qualche traccia d'idrogeno solforato, o d'idrogeno arsenicale. Il peso di un dato volume d'idrogeno sta a quello d' un egual volume d'aria come 0,06926 : 1, secondo Regnault, o in altri termini è 14 1/2 volte più leggiero dell'aria atmosferica, e su questa proprietà è fondata la costruzione de' palloni areostatici. Tutte le volte che l'inviluppo esterno, ed il gas idrogeno che vi è contenuto, presi insieme, pesano meno che un volume d'aria eguale a quello occupato dal pallone, tutto il sistema deve innalzarsi in seno dell'atmosfera, perchè più leggiero.

Il gas idrogeno divampa appena vi si accosta un lume acceso, e produce una fiamma pallida e poco luminosa; ma i corpi in combustione si estinguono, quando vengono immersi in questo gas. La causa della combustione dell' idrogeno in tal caso è la sua combinazione coll'ossigeno dell' aria, ed il solo prodotto che ne risulta è l'acqua, ond'è che senza la presenza dell' ossigeno non potrebbe bruciare. Il nome di questo corpo deriva dalle parole greche ὕδωρ *acqua* e γεννάω *produco*, e serve a ricordare quest' ultima proprietà.

Mescolando insieme gas idrogeno e gas ossigeno, ed accostando al miscuglio la fiamma d'una candela, ovvero facendovi passare a traverso una scintilla elettrica, i due corpi si combinano producendo una forte detonazione. I gas nel combinarsi danno luogo ad un grande innalzamento di temperatura, sicchè il vapore aqueo prodotto prova una rapida e considerevole espansione, e poi immediatamente condensandosi genera un vuoto, in cui l' aria circostante si precipita con impeto. Questi due opposti movimenti di espansione e di condensazione, che rapidamente si succedono, cagionano lo scoppio, il quale è tanto più forte, quanto più le proporzioni del miscuglio si avvicinano a quelle dell'acqua, perchè allora tutto il prodotto si condensa, il vuoto che nasce è più perfetto, e per conseguenza l' urto dell' aria maggiore.

Per formare l' acqua, due volumi d'idrogeno si combinano esattamente ad un volume di ossigeno, e se i gas fossero tra loro in tutt'altro rapporto, resterebbe libera una certa quantità di quello impiegato in eccesso. Su questa proprietà è fondata la costruzione dell'*eudiometro di Volta*, così detto dal nome dell'inventore. Questo istrumento *fig.* 2 destinato all' analisi de'gas che contengono ossigeno, si compone di un forte tubo di cristallo *a*, il quale tanto alla parte superiore, quanto alla inferiore porta un'armatura di ottone. Ciascuna di queste armature è munita di una chiave *b*, *b'*. La superiore è terminata da una vaschetta *d*, nel centro della quale si può fissare a vite il tubo graduato *e*. La parte inferiore dello strumento termina in una specie d'imbuto, che è destinato a rendere più agevole l'introduzione delle sostanze gassose, che si vogliono sottoporre all'analisi eudiometrica. Finalmente l'armatura superiore è traversata da un filo di ottone elettricamente isolato, il quale all' esterno si termina in un bottone dello stesso metallo *c*, ed all'interno si avanza in modo, che la sua estremità si avvicini all'armatura senza toccarla.

Per determinare la quantità di ossigeno contenuto in un miscuglio

gassoso, si empie d'acqua tutto l'istrumento, poi tenendolo immerso fino ad un certo segno in un tino dello stesso liquido, chiusa la chiave superiore, ed aperta l'inferiore, vi s'introduce una quantità misurata del gas che si vuole analizzare, ed una quantità egualmente misurata di gas idrogeno purissimo. Ciò fatto, si chiude anche la chiave inferiore, e sul bottone metallico c si fa scoccare una scintilla elettrica; altra simile scintilla si scarica dall'estremità interna del filo conduttore sull'armatura, il miscuglio si accende, e l'ossigeno si combina con un doppio volume d'idrogeno. Se poscia si apre la chiave inferiore, l'acqua s'innalza nell'eudiometro per empire lo spazio occupato dai gas prima di combinarsi. Finalmente aprendo la chiave superiore, si può far passare il residuo gassoso nel tubo graduato c, per misurarne il volume.

Per calcolare la quantità di ossigeno, basta sottrarre dal volume primitivo di tutto il miscuglio quello del residuo; la differenza rappresenta il volume dell'idrogeno e dell'ossigeno che si sono combinati per formare acqua. Però 2/3 di questa differenza corrispondono all'idrogeno, e 1|3 all'ossigeno.

La temperatura prodotta dalla combustione dell'idrogeno supera di gran lunga quella delle altre combustioni. Risulta dalle sperienze di Despretz che una data quantità d'idrogeno sviluppa bruciando tanto calore, che basterebbe a fondere 315 volte altrettanto ghiaccio alla temperatura di 0°. Se in una vescica ordinaria s'introduce una mescolanza di 1 volume di gas ossigeno e 2 di gas idrogeno, e poscia si costringe il gas a passare per un tubo ad apertura capillare aggiustato alla vescica, infiammando il getto gassoso, si vedrà apparire all'estremo del tubo una fiammella, che sebbene poco luminosa, e quasi invisibile alla luce del giorno, è capace di fondere i corpi più refrattarii. Il platino, il quarzo, l'allumina ec. non resistono all'enorme temperatura che si produce in tale combustione, e si fondono all'azione di detta fiamma.

La combustione dell'idrogeno tramanda una luce debolissima, perchè il prodotto è un corpo gassoso; però si accresce in modo straordinario il potere rischiarante di tal fiamma, riscaldandovi un corpo solido, come sarebbe dell'amianto, un filo di platino, o qualunque altro corpo fisso. La fiamma d'un lume ad olio o di una candela deve la luce che tramanda alle particelle solide di carbone risultanti dalla imperfetta combustione dell'idrogeno carbonato; ond'è che introducendovi un corpo freddo, questo carbone vi si deposita alla superficie in particelle tenuissime allo stato di nero di fumo. Per la stessa ragione dirigendo un getto infiammato di gas ossigeno e idrogeno sopra un pezzo di calce, si sviluppa una luce così abbagliante, che l'occhio può appena sopportarla. Più volte si tentò di applicare questo trovato alla illuminazione delle pubbliche vie e de' fari, ed altrettante bisognò rinunziarvi, non essendosi ancora riuscito ad allontanare con sufficiente sicurezza il pericolo degli scoppi, che possono cagionare gravi disastri.

Volendo fare delle sperienze in piccolo, è indispensabile la precauzione di adattare alla vescica che contiene il miscuglio detonante un tubo di metallo traversato nel suo interno da diaframmi di finissima rete metallica. Se per caso la fiamma tornasse indietro, non potrebbe oltrepassare i diaframmi anzidetti, ove arrivata, si estinguerebbe per il raffreddamento cagionato dai numerosi contatti della fiamma col metallo.

1. GRUPPO

I quattro corpi semplici ossigeno, solfo, selenio e tellurio annoverati in questo primo gruppo si chiamano ancora *corpi amfigeni*. Il più importante de' caratteri ad essi comune è quello di formare acidi e basi, secondo che si combinano coi metalloidi, ovvero coi metalli.

OSSIGENO

Questo corpo venne scoperto nel 1774, quasi contemporaneamente da Priestley in Inghilterra e da Scheele in Isvezia. Il suo nome, in greco, significa *generatore di acidi* (da ὀξύς acido, e γεννάω genero), e fu dato ad esso da Lavoisier per ricordare una delle sue proprietà più importanti.

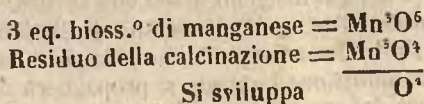
Di tutti i corpi semplici conosciuti l'ossigeno è senza dubbio il più ovvio ed il più abbondante. L'acqua ne contiene 8|9 del suo peso, l'aria 23/100. Fa parte de' corpi organici, e combinato a diversi metalli, costituisce tutta la crosta della terra, la quale ne contiene un terzo circa del suo peso.

Estrazione. — Per cavare l'ossigeno dalle sue combinazioni, si prescelgono quelle che lo cedono più facilmente. Vi sono parecchi ossidi metallici, che si decompongono appena vengono riscaldati, sviluppando in tutto o in parte l'ossigeno che contengono. L'ossido rosso di mercurio, il perossido di manganese, l'ossido rosso di piombo o minio, sono in questo caso; ond'è che si adoperano vantaggiosamente per preparare l'ossigeno.

Volendo far uso di ossido rosso di mercurio, si riscalda questo composto in un palloncino di vetro *a* (*fig. 5*) munito d'un tubo di vetro *b* ripiegato ad angolo retto. Si trascurano le prime porzioni di gas che si sviluppano, perchè mescolate all'aria di cui era pieno il palloncino prima di cominciare l'esperienza, e si raccoglie l'ossigeno che viene appresso in un tubo pieno d'acqua, e capovolto coll'apertura alla parte inferiore sul tino pneumatico. Mentre l'ossigeno si sviluppa, l'ossido va diminuendo, ed in ultimo sparisce del tutto; nel tempo stesso innumerevoli globetti di mercurio vanno a condensarsi nel collo del palloncino, sicchè tutto l'ossido di mercurio si decompone, risolvendosi ne' suoi componenti.

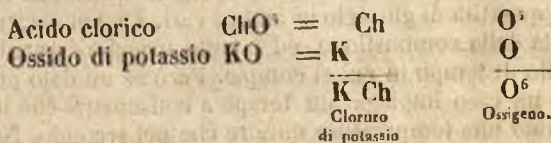
Il perossido di manganese si decompone anch' esso quando viene arroventato, onde spessissimo nei laboratorii s' impiega questo metodo per preparare l' ossigeno in grande; ma siccome quest' ossido richiede per decomporsi una temperatura molto maggiore di quella a cui si decompone l' ossido di mercurio, non si può fare l' esperienza in vasi di vetro, i quali a quel grado di calore si fonderebbero; ma bisogna impiegare storte di *grès*, ovvero di ferro, che si riscaldano in un fornello a riverbero *fig. 6.* Per tutto il rimanente si conduce l' operazione come quella or ora descritta.

Il perossido di manganese colla calcinazione non lascia sviluppare tutto l' ossigeno che contiene; ma si scinde in ossigeno ed in un residuo, che è un ossido contenente minor quantità di ossigeno del biossido impiegato, come si deduce dalle formule seguenti:

3 eq. bioss.° di manganese	$= Mn^3O^6$
Residuo della calcinazione	$= Mn^3O^4$
Si sviluppa	O^2

L' ossido Mn^3O^4 è una combinazione di protossido e sesquiossido di manganese, e la sua formula razionale è $MnO + Mn^2O^3$.

Si favorisce notabilmente la decomposizione del perossido, aggiungendovi tre o quattro volte il suo peso di acido solforico concentrato. L' esperienza in tal caso si fa comodamente in un palloncino di vetro, e non richiede altro calore che quello di una semplice lampada a spirito di vino. Allora il perossido di manganese cede la metà dell' ossigeno e si trasforma in protossido, il quale si combina coll' acido solforico impiegato per formare solfato di manganese.

Finalmente si ottiene l' ossigeno perfettamente puro ed in poco tempo, riscaldando il clorato di potassa in una piccola storta di vetro. Questo sale, composto di ossido di potassio e di acido clorico, si fonde da prima, indi si risolve in ossigeno ed in cloruro di potassio:

Acido clorico	ChO^5	$=$ Ch	O^5
Ossido di potassio	KO	$=$ K	O
		K Ch Cloruro di potassio	O^6 Ossigeno.

Balmain consiglia di riscaldare in una storta o in un pallone di vetro 3 p. di bicromato di potassa e 4 p. d'acido solforico concentrato. Questo miscuglio riscaldato moderatamente, sviluppa gran quantità di gas ossigeno perfettamente puro, il quale costa meno di quello ottenuto per mezzo del clorato. L' acido cromico del bicromato si trasforma in sesquiossido di cromo, e l' acido solforico, combinandosi con quest' ultimo e colla potassa, produce un doppio solfato di potassa e di sesquiossido di cromo.

Proprietà. — L' ossigeno è come l' idrogeno un gas permanente, e

però non si conosce sotto altra forma. Non ha nè odore nè sapore. È trasparente, invisibile come l'aria, ed appena solubile nell'acqua. La sua densità è di 1,10563, secondo Regnault.

La combustione de' corpi ha luogo nel gas ossigeno con una vivacità straordinaria: un pezzo di carbone acceso in qualche punto brucia con luce vivissima, quando viene introdotto in questo gas, ed in pochi istanti si consuma trasformandosi in acido carbonico. Lo zolfo acceso arde con fiamma cerulea, e si converte in acido solforoso. Il fosforo tramanda una luce così intensa che l' occhio non può sopportarla, e si trasforma tutto intero in acido fosforico; per la qual cosa i prodotti della combustione de' corpi combustibili nell'ossigeno sono le combinazioni dello stesso ossigeno coi corpi combustibili adoperati.

Per formarsi un' idea dell' enorme temperatura che accompagna la combustione dei corpi nel gas ossigeno, basta fare la seguente sperienza. Dopo di avere assicurato all'estremità di una spirale di fil di ferro un pezzetto d'esca accesa, s'introduca la spirale metallica in una boccia piena di gas ossigeno: la combustione bentosto si propagherà dall'esca al filo metallico, che brucerà dal suo lato con luce intensissima, lanciando da tutte le parti globettini fusi ed incandescenti d'ossido di ferro. È tale la temperatura con cui quest'ossido si stacca dal filo metallico, che cadendo sul fondo della bottiglia, fonde il vetro ne'punti che tocca e s'introduce nel vetro fuso. Se si lascia dell' acqua nell' interno della bottiglia, si troverà dopo l' esperienza il vetro parzialmente fuso ne' luoghi toccati dall'ossido di ferro, il quale anche dopo d'aver traversato uno strato di acqua di qualche pollice di spessezza, conservava una temperatura sufficiente a produrre la fusione del vetro.

Bisogna pertanto avvertire, che sebbene i corpi bruciando nel gas ossigeno diano una temperatura molto maggiore di quella con cui brucerebbero nell' aria, la quantità di calorico prodotta è ciò non ostante eguale ne' due casi; vale a dire, che se s'impiegasse il calorico prodotto a fondere del ghiaccio, o a produrre un altro effetto determinato, per un dato peso del corpo combustibile impiegato si avrebbe la fusione di una eguale quantità di ghiaccio in ambi i casi. La temperatura dipende dalla rapidità della combustione, ed è tanto maggiore quanto più corto è l' intervallo di tempo in cui si compie. Però se un dato peso di combustibile in un caso impiega più tempo a consumarsi che in un altro, darà nel primo una temperatura minore che nel secondo. Nell'ossigeno la combustione di un corpo produce una temperatura maggiore che nell'aria, ma la durata della combustione è molto più breve. Di qui avviene che il ferro, ossidandosi in seno dell'aria, non produce calore sensibile, dove al contrario nell' ossigeno diviene fortemente incandescente, in modo da fondere l' ossido prodotto. Dalle quali cose si raccoglie che un dato peso di un corpo combustibile, combinandosi con l' ossigeno, sviluppa sempre la stessa quantità di calorico, qualunque sia il tempo che impiega a combinarsi, ma la temperatura che accompagna la combinazione, date le altre cose eguali, è in ragione inversa della durata della combustione.

La quantità di calorico sviluppata dalla combustione dei corpi non è per tutti la stessa, ma è proporzionale alla quantità di ossigeno che il corpo combustibile consuma. Ond'è che per conoscere il potere riscaldante relativo di diversi corpi combustibili, basta determinare con esperienze dirette la quantità d'ossigeno occorente alla combustione di ciascuno. Solo il fosforo, tra' corpi sperimentati sinora, presenta una eccezione a questa regola, perchè il calorico che sviluppa nella sua combustione è doppio di quello che qualunque altro corpo darebbe, consumando la stessa quantità di ossigeno.

Gli animali respirano nel gas ossigeno meglio che nell'aria atmosferica, la quale non è respirabile che per l'ossigeno in essa contenuto; ma bentosto si esaltano le funzioni vitali dell'animale sottoposto a tal'esperienza, per l'azione troppo energica che l'ossigeno puro spiega sugli organi respiratorii, sicchè dopo un certo tempo perisce.

SOLFO

Il solfo è uno de'corpi più abbondanti della natura, e s'incontra, tanto allo stato libero, quanto combinato con altre sostanze. La conoscenza di questo corpo è antichissima, ed anteriore ad ogni memoria istorica.

Allo stato libero si presenta talvolta in cristalli voluminosi e trasparenti di color giallo cedrino, ma più spesso in grani cristallini mescolati a sostanze terrose. Abbonda soprattutto nei terreni terziarii della Sicilia (1). Si trova ancora in gran copia ne'vulcani semiestinti, ove continua a formarsi anche oggigiorno per la decomposizione dell'idrogeno solforato, che ne'paesi vulcanici si sviluppa abbondantemente. La Solfatara di Pozzuoli nelle vicinanze di Napoli fornisce buona parte del solfo che si consuma nelle arti.

Combinato con alcuni metalli, forma i solfuri, molti de'quali si trovano in gran quantità alla superficie della terra. I più abbondanti sono i solfuri di ferro, di zinco e di piombo. Il primo è conosciuto dai Mineraloghi col nome di *pirite*, la quale vien distillata in alcuni paesi della Svezia e della Germania per cavarne porzione del solfo che contiene, ed il residuo viene adoperato per la fabbricazione del *vetriolo verde* o solfato di ferro.

Abbondantissimo ancora questo metalloide s'incontra nei solfati nativi, fra i quali meritano particolar menzione il solfato di calce o *gesso*, il solfato di barite e quello di stronziana. Finalmente il solfo fa parte ancora de'materiali dell'organizzazione animale e vegetabile. Le uova, la lana, i capelli ne contengono in maggior abbondanza delle altre sostanze animali, e perciò anneriscono l'argento, il mercurio ed altri metalli coi quali si mettono a contatto, producendovi alla superficie delle macchie nere di solfuro d'argento.

Estrazione.—Il solfo si fonde e si volatilizza ad una temperatura non

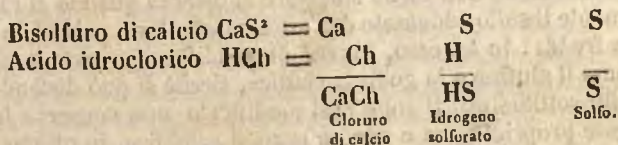
(1) La quantità di solfo che viene esportata annualmente dalla sola Sicilia è di circa 50 milioni di chilogrammi.

molto elevata; quindi si arriva facilmente a sceverarlo dalle sostanze terrose e fisse, cui suole trovarsi mescolato, per mezzo di due distillazioni consecutive. La prima viene eseguita nel luogo stesso ove si cava il minerale, e per l'ordinario si fa in alcuni vasi di terra disposti in serie sui due lati paralelli d'un fornello di mattoni, chiamato *galera*. La *fig.* 7 rappresenta la sezione verticale di questo apparecchio nel verso della larghezza: *a* e *a* sono i vasi di argilla in cui s'introduce la terra solfurea, i quali vengono riscaldati immediatamente in contatto della fiamma che vi circola all'intorno. Gli altri due vasi *b*, *b* simili ai primi per la forma, sono situati sulla faccia esteriore del fornello, e fanno l'ufficio di recipienti condensando il vapore di solfo, che poi versano allo stato liquido ne'vasi sottoposti *c*, *c*. Il solfo greggio, che così si ottiene, si spedisce in commercio in pezzi irregolari di vario colore, che ordinariamente contengono da 12 a 15 per 100 di corpi estranei. Per ispogliarlo da tutte le impurità, si sottopone ad una seconda distillazione, la quale viene eseguita in un apparecchio simile a quello rappresentato dalla *fig. 8*. Esso si compone di due parti principali, delle quali l'una fa l'ufficio di storta, l'altra di recipiente. Il fondo della storta è formato da una spaziosa caldaia di ferro fuso *a* situata sopra un fornello destinato a riscaldarla, il collo di detta storta è costituito da un condotto *b* fabbricato di mattoni. Il solfo contenuto nella caldaia, riscaldato fino alla temperatura in cui bolle, si riduce in vapore, che va a condensarsi nella camera C sotto forma di polvere finissima conosciuta in commercio col nome di *fiori di solfo*. La camera destinata a condensare il vapore è munita di valvole disposte in modo che permettono all'aria di uscire, ma le impediscono di entrare. Tale disposizione è necessaria per evitare il pericolo delle esplosioni, che potrebbero aver luogo se l'aria esterna venisse in contatto col vapore di solfo riscaldato ad una temperatura capace di accendersi. Per questo stesso oggetto si evita di aprire le comunicazioni coll'aria esteriore, quando si tratta di rimettere il solfo nella caldaia per procedere ad una nuova distillazione. A tal fine è disposta una seconda caldaia *d* al di sopra della prima, la quale è sempre carica di solfo, e si mantiene ad una temperatura superiore a quella della sua fusione; ma inferiore a quella in cui il ridetto corpo si evapora, facendovi circolare all'intorno l'aria calda proveniente dal fornello. Aprendo di tanto in tanto un canale che mette in comunicazione questa seconda caldaia colla prima, vi si fa arrivare una quantità di solfo fuso presso a poco eguale a quella già distillata, di maniera che l'operazione progredisce regolarmente e senza interruzione. In tal guisa si ottiene un altro vantaggio, ed è che il solfo tenuto per lungo tempo allo stato di fusione tranquilla, lascia depositare gran parte delle sostanze terrose cui trovavasi mescolato, e per tal modo subisce una depurazione preliminare prima di venire introdotto nell'apparecchio distillatorio.

Con questo processo si può ottenere a piacere il solfo allo stato di polvere, ovvero fuso. Nel primo caso le dimensioni della camera di condensazione sogliono essere maggiori, e di tanto in tanto s' interrompe

la distillazione, acciò le pareti abbiano il tempo di raffreddarsi. Nel secondo la camera suol essere più piccola, e l'operazione non viene mai interrotta: il calorico abbandonato dal vapore che si condensa, riscalda ben presto le pareti alla temperatura in cui il solfo si fonde, sicchè cola allo stato liquido e si raccoglie sul pavimento, che è leggermente inclinato, e porta nella parte più declive un canale munito di chiave. Aprendo questa chiave, si estrae il solfo fuso, che si riceve in certi stampi di legno di abete e di forma leggermente conica, ove si solidifica, e si mette in commercio col nome di *solfo in cannelli.*

Si ottiene il solfo in uno stato di divisione molto maggiore, precipitandolo per mezzo di un acido dalla soluzione di un polisolfuro alcalino. Il metodo che comunemente s' impiega è il seguente: si fa bollire un miscuglio di calce spenta, acqua e fiori di solfo, agitando spesso la massa, finchè il liquido abbia acquistato un color rosso cupo, indi si filtra: il liquido che passa è una soluzione acquosa di bisolfuro di calcio. Versandovi dell' acido idroclorico, si forma idrogeno solforato che si sviluppa, cloruro di calcio che resta disciolto nel liquido, e solfo che si precipita, come apparisce dalle formule:

Bisolfuro di calcio CaS^2 =	Ca	S	S
Acido idroclorico HCh =	Ch	H	
	$CaCh$	HS	S
	Cloruro di calcio	Idrogeno solforato	Solfo.

Il precipitato raccolto sopra un filtro e lavato, si presenta in forma di polvere bianca e leggiera, la quale nelle farmacie porta il nome di *latte*, *magistero*, o *butirro di solfo*. Secondo Enrico Rose, tal preparato sviluppa col riscaldamento qualche vestigio d' idrogeno solforato, il quale proviene senza dubbio da una traccia di bisolfuro d' idrogeno, che resta mescolato col solfo ottenuto con questo metodo, e si decompone col riscaldamento.

Proprietà. — Il solfo è di color giallo cedrino, fragilissimo, senza sapore, e senza odore, quando è puro. È del tutto insolubile nell' acqua, ma si scioglie in piccola quantità nell' alcole e nell' etere. All' incontro è solubilissimo nel solfuro di carbonio, e la soluzione abbandonata all' evaporazione spontanea, deposita il solfo in cristalli. 100 parti di solfuro di carbonio possono discogliere 35 p. di solfo alla temperatura di 12°, secondo Deville. Il solfo è uno de' più cattivi conduttori dell' elettricità che si conoscano, e però confricato diviene elettrico, ed in tale stato attrae i corpi leggieri, come fanno il vetro, le resine, l'ambra ec. È pure un cattivissimo conduttore del calorico, perciò quando si riscalda un cannello di solfo, si fende nel sito riscaldato, facendo udire una specie di decrepitio: il calore della mano basta a produrre questo fenomeno.

Alla temperatura di 113° il solfo si fonde in un liquido giallo e trasparente, che ha l' aspetto e la consistenza dell' olio comune. Raffred-

dandosi, si solidifica in cristalli lunghi ed aghiformi, i quali si possono ottenere isolati e regolarissimi, decantando la porzione non ancora solidificata. I cristalli ottenuti con questo mezzo sono perfettamente trasparenti, di color giallo di succino, ed alquanto flessibili; ma dopo qualche giorno, diventano opachi, del colore ordinario del solfo, e fragili. Spesse volte tale alterazione si comincia a manifestare a capo di poche ore, e dipende, come appresso vedremo, da un cambiamento che si opera nella forma cristallina delle molecole.

Riscaldando il solfo fuso fino alla temperatura di 160° o di 200°, esso perde la sua fluidità, e si addensa a segno da poter rovesciare il vaso che lo contiene senza versarlo; nel tempo stesso cambia di colore e divien rosso cupo. Se in tale stato si lascia tranquillamente raffreddare, riacquista la fluidità ed il colore di prima, e se la temperatura scende al di sotto del punto di fusione, si solidifica e cristallizza, senza che vi resti indizio dell' alterazione sofferta. Riscaldandolo una seconda volta, gli stessi fenomeni si ripetono: col raffreddamento di nuovo si fluidifica e poscia cristallizza, talchè collo stesso saggio si possono indefinitamente riprodurre queste modificazioni alternative.

Un altro fenomeno non meno singolare si osserva quando si raffredda rapidamente il solfo addensato dall'azione del calore, colandolo p. es. nell' acqua fredda: in tal caso, invece di solidificarsi, resta molle ed elastico come il glutine o la gomma elastica, sicchè si può distenderlo e tirarlo in fili sottilissimi. Il solfo così modificato non conserva lungamente queste proprietà, ma a poco a poco si solidifica, in ultimo perde interamente la sua mollezza e trasparenza, ed a capo di alcuni giorni ridivien solido come prima.

Il solfo cristallizza in due forme incompatibili, le quali si rapportano a due diversi sistemi cristallini, e per conseguenza viene a ragione annoverato fra' corpi dimorfi. I cristalli che si ottengono artifizialmente, lasciando solidificare il solfo fuso col riscaldamento, sono de' prismi rombici monoclini; all' opposto i cristalli naturali e quelli che si ottengono a basse temperature, evaporando una soluzione di solfo nel solfuro di carbonio, sono de' rombottaedri appartenenti al sistema del prisma rettangolare. Gli uni e gli altri conservano la stessa forma finchè restano nelle medesime condizioni di temperatura in cui vennero prodotti; ma tenuti per qualche tempo ad una temperatura diversa, resta totalmente cambiata la forma cristallina, e con essa le loro esterne proprietà. Per questa ragione i cristalli ottenuti per mezzo della fusione diventano opachi alla temperatura dell'ambiente, e così fragili, che si stritolano appena vengono toccati. La polvere che ne risulta, sottomessa all' osservazione microscopica, apparisce formata da piccolissimi cristalli ottaedrici simili a quelli che si ottengono a basse temperature, o che s'incontrano nel regno minerale. Questi ultimi dal loro canto subiscono una metamorfosi inversa, se vengono riscaldati ad una temperatura prossima a quella della loro fusione, come, a modo d' esempio, in una soluzione satura e bollente di sal marino: i cristalli che hanno subito un tal trattamento, divengono opachi e si sgretolano colla mas-

sima facilità, trasformandosi in cristallini prismatici, simili a quelli che si ottengono facendo cristallizzare il solfo per via di fusione. Da tutto ciò si deduce che la cagione principale, da cui dipende il dimorfismo del solfo è la temperatura. Pare inoltre che la modificazione impressa dall'azione del calore possa durare per un certo tempo, anche quando il solfo trovasi allo stato di soluzione. Pasteur e Deville hanno trovato difatti che disciogliendo nel solfuro di carbonio del solfo molle ottenuto col metodo precedentemente descritto, e lasciando evaporare la soluzione all'aria, sulle prime si depositano de'cristalli ottaedrici, mentre quelli che si formano in seguito sono de'prismi rombici, come i cristalli ottenuti per via di fusione.

Questi diversi stati del solfo differiscono non solo per la forma cristallina, ma ancora per altri caratteri, e soprattutto per la densità. Deville ha osservato che la densità del solfo ottaedrico è, sempre maggiore di 2,03, mentre quella de' cristalli ottenuti per via di fusione è ordinariamente di 1,958, e quella del solfo molle è di 1,928, e talvolta anche minore. Nondimeno a misura che queste ultime modificazioni passano spontaneamente alla modificazione ottaedrica, la loro densità va progressivamente aumentando, finchè non ha raggiunto il limite di 2,05 o 2,06, che può riguardarsi come la densità normale.

Il solfo presenta inoltre delle anomalie dal lato della solubilità, delle quali non è ancora ben conosciuta la causa; così Deville ha osservato che mentre i cristalli ottaedrici si disciolgono nel solfuro di carbonio, senza lasciar residuo, i cristalli prismatici, i fiori di solfo del commercio, ed in generale il solfo,che nel raffreddarsi ha subito una specie di tempera,messi in contatto del solfuro di carbonio, lasciano un residuo insolubile in questo liquido. Questa stessa modificazione, è stata riscontrata da Fordos e Gélis nel solfo proveniente dalla decomposizione di certe sostanze solforate, circostanza importante, la quale sembra accennare che essa fa parte di tali composti, e che per conseguenza gli stati allotropici del solfo sussistono anche allo stato di combinazione. I Chimici precitati hanno trovato difatti che il solfo insolubile si produce abbondantemente per l'azione scambievole dell' idrogeno solforato e dell'acido solforoso in presenza dell'acqua, nella decomposizione degl'iposolfiti per mezzo dell' acido idroclorico, e nella reazione dell' ammoniaca liquida sul cloruro di solfo. Il solfo insolubile nel solfuro di carbonio, lo è egualmente nell'alcole e nell' etere, ed è meno fusibile del solfo ordinario; ma se si riscalda lungamente fra 110° e 120°, a poco a poco si modifica, diviene fusibile e solubile nel solfuro di carbonio, come il solfo comune.

Alla temperatura di 316° il solfo bolle riducendosi in vapore di color giallo rancio. Il rame ridotto in lamine molto sottili s'infiamma nel vapore di solfo, e si trasforma in solfuro; l' argento produce lo stesso fenomeno. Riscaldato all'aria libera, ovvero nel gas ossigeno, brucia con fiamma di color ceruleo, e si converte in gas acido solforoso.

SELENIO

Questo corpo fu scoperto nel 1817 da Berzelius, il quale lo chiamò *selenio* dalla parola greca σελήνη, che significa Luna, per rammentare la grande somiglianza che si osserva fra le sue proprietà e quelle del tellurio, il cui nome deriva dalla voce latina *tellus*, Terra.

In natura si trova principalmente allo stato di seleniuro combinato con alcuni metalli, come sono il rame, l'argento, il piombo, il bismuto, l'oro ed il mercurio; ma questi composti non si sono incontrati sinora che in piccolissima quantità, sicchè il selenio è tuttora un corpo molto raro. Secondo Stromayer, il solfo rosso dell'isola di Vulcano deve il suo colore a qualche traccia di seleniuro di solfo che contiene.

Estrazione. — Wöhler per estrarre il selenio dai seleniuri metallici, tratta il minerale ridotto in polvere con acido idroclorico diluito, che scioglie i carbonati; mescola il residuo lavato e secco con un egual peso di tartaro ben carbonizzato, introduce il miscuglio in un crogiuolo, che finisce di empire con uno strato di carbone in polvere grossolana; quindi riscalda il crogiuolo a fuoco moderato. Il carbone del tartaro riduce il carbonato di potassa, ed il potassio ridotto si combina col selenio de' seleniuri, formando seleniuro di potassio. Si polverizza rapidamente la massa calcinata, si mette sopra un filtro, e si riempie quest' ultimo con acqua calda privata d'aria con una lunga ebollizione, mantenendo sempre il filtro pieno d'acqua, per evitare che l'ossigeno dell'aria ne precipiti il selenio: il seleniuro di potassio passa disciolto nell'acqua. Tale soluzione, che ha il color della birra, lasciata in contatto dell'aria, si decompone e perde il suo colore. Il selenio si precipita, mentre il potassio si ossida.

Proprietà. — Il selenio è solido alla temperatura ordinaria; secondo Sacc, a 200° si rammollisce ed a 250° si fonde; ad un grado di calore vicino al rosso bolle, e si converte in vapor giallo, che si deposita sui corpi freddi in polvere di color rosso cinabro. Questa polvere ha col selenio la stessa relazione che i fiori di solfo col solfo ordinario.

Il vapore di selenio, messo in contatto dell'aria e d'un corpo in combustione, si accende, brucia con fiamma cerulea somigliantissima a quella del solfo, e tramanda un odore di cavolo marcio, dovuto all'ossido gassoso di selenio che si produce in tale combustione.

Passando rapidamente dallo stato liquido al solido, presenta una superficie specchiante di color oscuro tendente al rosso, ed uno splendore metallico. La sua frattura è concoide, vetrosa e di un color grigio di piombo. Al contrario solidificandosi lentamente non cristallizza, ma diviene ineguale alla superficie, privo d'ogni specie di splendore e granelloso nella sua spezzatura. Finalmente precipitato da una soluzione fredda e molto diluita, sia per mezzo dello zinco, sia per mezzo dell'acido solforoso, si presenta in polvere di color rosso cinabro. Queste diverse apparenze colle quali il selenio si suol presentare, costitui-

scono, secondo Berzelius, altrettante modificazioni allotropiche corrispondenti a quelle del solfo. Hittorf ha inoltre osservato che la modificazione vetrosa, esposta per qualche minuto all' azione d' una temperatura di 125°, ripassa alla modificazione cristallina, che può riguardarsi come lo stato normale del selenio. Una differenza importante scoperta dallo stesso Chimico fra queste due modificazioni allotropiche, è quella che è relativa alla conducibilità per l' elettrico, cosicchè mentre il selenio vetroso può riguardarsi come un corpo isolante, quello cristallizzato è invece buon conduttore, e la sua conducibilità va aumentando colla temperatura.

Nel passare dallo stato liquido al solido il selenio resta per lungo tempo molle e pastoso prima di solidificarsi, sicchè si può tirarlo in fili sottilissimi. Questi fili, a luce riflessa sono grigi e di aspetto metallico; ma guardati per trasparenza, si mostrano di color di rubino e diafani.

TELLURIO

Questo corpo è uno de' più rari che si conoscano (1). Fu trovato la prima volta nelle miniere d' oro di Transilvania combinato coll' oro e coll' argento, e talvolta col rame e col piombo. In questi ultimi tempi è stato inoltre scoperto a Schemnitz in Ungheria in combinazione col bismuto. Quantunque sin dal 1782 fosse stata intraveduta la sua esistenza, pure le sue proprietà e la sua natura non si conobbero che 16 anni dopo in seguito di un lavoro di Klaproth.

Estrazione.—Il metodo più semplice, fra i tanti che vennero proposti per estrarlo dai minerali anzidetti, è quello di Berzelius. Esso è analogo a quello con cui si estrae il selenio, ed è fondato sulla proprietà che possiede il tellurio di formare col potassio un composto solubile, che l'aria decompone, ossidando il potassio e precipitandone il tellurio. Si riduce il minerale di tellurio in polvere finissima, si mescola con carbonato di potassa, e s' impasta il tutto con olio. Questo miscuglio introdotto in un crogiuolo coperto, si riscalda prima moderatamente, finchè l' olio siasi incarbonito; poi si aumenta il calore, e si arroventa quanto più fortemente si può. Dopo un certo tempo si toglie il crogiuolo dal fuoco e si lascia raffreddare; indi si polverizza rapidamente la massa ottenuta, e si mette in un filtro di carta, sul quale si versa dell'acqua calda. Il liquido che passa è di color rosso carico, e tiene in soluzione il telloruro di potassio. Lasciando esposta all'aria tale soluzione, il tellurio si precipita. Per facilitare la decomposizione, giova soffiare dell' aria nel liquido per mezzo di un cannello di vetro. In questa opera–

(1) Löwe di Vienna, avendo fatto ultimamente de' tentativi diretti ad estrarre nel tempo stesso l' oro ed il tellurio dai minerali auriferi di Transilvania, annunzia di aver trovato un metodo, che gli permetterà di mettere in commercio almeno 100 libbre di tellurio annualmente; sicchè in avvenire i Chimici potranno procurarsi agevolmente ed a basso prezzo questo corpo, che sinora è stato così raro.

zione il tellurio è precipitato dall'ossigeno atmosferico, che si combina col potassio in sua vece, come appunto si osserva col selenio.

Proprietà. — Il tellurio è solido, risplendente e d'apparenza metallica. Pei caratteri esterni somiglia moltissimo all'antimonio; è com'esso fragilissimo, si fonde quasi allo stesso grado di calore, e col raffreddamento si solidifica in massa cristallina. I cristalli di tellurio hanno la forma di romboedri, e sono isomorfi con quelli dell'arsenico, dell'antimonio e del bismuto. Ad un'alta temperatura è un poco volatile; nondimeno non si potrebbe distillarlo coi metodi ordinariamente impiegati, ma per riuscirvi, bisogna riscaldarlo in una corrente di gas idrogeno: in tal caso la distillazione si compie senza difficoltà. Scaldato in contatto dell'aria, prende fuoco e brucia con fiamma azzurra cerchiata di verde, trasformandosi in acido telluroso. Quest'ultimo si esala in fumi bianchi molto densi e di odore acidulo, se il tellurio è puro; ma spesse volte tramanda un odore di cavolo putrefatto, dovuto alla presenza di qualche traccia di selenio.

2.° GRUPPO

Abbraccia quattro corpi semplici: il cloro, il bromo, l'iodo ed il fluore, che si chiamano ancora *corpi alogeni*. Si distinguono da tutti gli altri per la grande affinità che hanno per l'idrogeno e pe' metalli. Combinandosi coll'idrogeno, formano certi composti dotati di tutti i caratteri degli acidi, e che per questa ragione si chiamano *idracidi*. Le combinazioni de' corpi alogeni co' metalli hanno invece i caratteri de' sali.

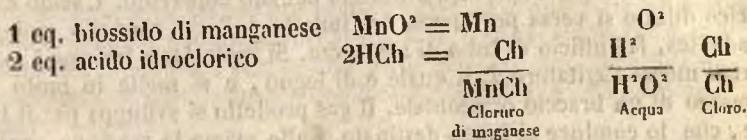
CLORO

Il cloro fu scoperto da Scheele nel 1774, e riguardato siccome *acido muriatico* (acido idroclorico) privo di *flogisto* (1): in seguito Lavoisier e Berthollet riguardandolo come un composto di acido muriatico e di ossigeno, lo chiamarono *acido muriatico ossigenato*. Gay-Lussac e Thénard ne sospettarono la vera natura; finalmente H. Davy provò essere un corpo semplice, e dalla voce greca χλωρος *giallo-verdastro*, lo chiamò cloro, per alludere al suo colore.

(1) Gli antichi Chimici chiamavano flogisto un corpo ipotetico, la cui esistenza fu per la prima volta ammessa da Stahl. Questo preteso elemento era per essi il corpo combustibile per eccellenza, anzi era riguardato siccome la causa della combustibilità de'corpi. Si direbbe che i Chimici antichi conoscessero confusamente l'idrogeno, e che sotto il nome di flogisto intendessero parlare di quest'ultimo: tanta somiglianza si riscontra tra le proprietà dell'idrogeno e quelle che altra volta venivano attribuite al flogisto! In questa maniera di vedere, le idee che possediamo oggigiorno si accostano moltissimo a quelle che Scheele emise sin dai suoi tempi sulla natura del cloro. Questo celebre Chimico riguardò il cloro come acido muriatico privo del suo flogisto, ed il biossido di manganese come un corpo atto a combinarsi col flogisto dell'acido muriatico, e per conseguenza a convertirlo in *acido muriatico deflogisticato.* Si chiami *idrogeno* ciò che Scheele chiamava *flogisto*, ed *acido idroclorico* ciò che egli chiamava *acido muriatico*, e si avranno esattamente le idee che seguitiamo oggigiorno.

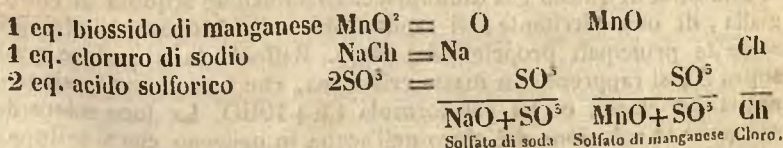
Si rinviene abbondantissimo in natura, ma non mai allo stato libero. Combinato coll'idrogeno forma l'acido idroclorico, che si sviluppa copiosamente da crateri vulcanici ; ma in maggiore abbondanza occorre combinato col sodio nel sal marino.

Estrazione. — Il cloro si può ottenere facilmente riscaldando a dolce calore un miscuglio di acido idroclorico del commercio e di biossido di manganese. I prodotti di tale reazione sono acqua , cloruro di manganese e gas cloro :

1 eq. biossido di manganese	$MnO^2 =$ Mn		O^2	
2 eq. acido idroclorico	$2HCh =$	Ch	H^2	Ch
		MnCh Cloruro di manganese	H^2O^2 Acqua	Ch Cloro.

Il gas che si sviluppa non è sempre perfettamente puro, ma spesso trascina con sè dei vapori di acido idroclorico. Per depurarlo, prima di raccoglierlo si fa passare in una boccia a due gole che contiene dell'acqua (*fig. 9.*), il liquido ben presto si satura di cloro, ed allora non ritiene che l'acido idroclorico. Il gas così ottenuto è puro e non contiene che qualche traccia di vapor d'acqua, il quale nella più parte dei casi può restarvi senza inconveniente ; nondimeno se bisognasse avere del cloro perfettamente secco , si potrebbe far passare il gas a traverso un tubo pieno di cloruro di calcio fuso e ridotto in piccoli frammenti, il quale assorbe l'acqua con grandissima avidità.

Questo metodo è semplicissimo e di facile esecuzione ; ma non permette di ottenere più della metà del cloro contenuto nell'acido idroclorico: l'altra metà resta unita al manganese allo stato di cloruro. Inoltre quando si volesse impiegare in grande ha l'inconveniente di dare per prodotto secondario il cloruro di manganese , di cui non può farsi nessun uso nelle arti.

Si può ancora ottenere il cloro riscaldando un miscuglio di 3 parti di sal marino, o sia cloruro di sodio , 2 di biossido di manganese e 2 ½ di acido solforico, precedentemente diluito con 4 parti d'acqua. Dalla reazione di queste sostanze risultano gas cloro, solfato di manganese e solfato di soda :

1 eq. biossido di manganese	$MnO^2 =$	O	MnO	
1 eq. cloruro di sodio	$NaCh =$	Na		Ch
2 eq. acido solforico	$2SO^3 =$	SO^3	SO^3	
		$NaO+SO^3$ Solfato di soda	$MnO+SO^3$ Solfato di manganese	Ch Cloro.

Questo processo, oltre all'essere più economico del precedente , ha il vantaggio di fornire tutta la quantità di cloro contenuto nel cloruro di sodio, e permette inoltre di utilizzare uno dei prodotti secondarii , cioè il solfato di soda, il quale viene successivamente convertito in sol-

furo e poi in carbonato, per mezzo di operazioni, che saranno descritte, quando si parlerà della preparazione del carbonato di soda.

Nei laboratorii si adoperano per preparare il cloro storte ovvero palloni di vetro. Nelle arti la fragilità di tali apparecchi, soprattutto quando sono di grandi dimensioni, è un inconveniente cotanto grave da non permettere di usarne. Per questa ragione si adoperano certi vasi di piombo, di cui la *fig. 40* fa vedere la sezione : *a a* è un recipiente di piombo, nel quale s'introduce il miscuglio di sal marino e biossido di manganese per l'apertura *b* munita del suo coperchio. L'acido solforico diluito si versa per mezzo dell'imbuto *c*, il cui cannello ripiegato ad elica, fa l'ufficio di tubo di sicurezza. Si mescolano insieme i materiali mercè l'agitatore *d*, il quale è di legno, e si mette in moto per mezzo di un braccio orizzontale. Il gas prodotto si sviluppa per il tubo *e*, che lo conduce al luogo destinato. Sulle prime la reazione accade, senza che vi sia bisogno di riscaldar l'apparato; ma dopo un certo tempo si arresta, sicchè è indispensabile favorirla applicandovi un moderato grado di calore. A tal uopo il fondo del recipiente è munito di un inviluppo esterno di ferro *f f*, che lascia libero un certo spazio, intorno al fondo suddetto, ed in questo per mezzo del tubo *g*, si fa arrivare del vapore acquoso, che serve a riscaldare l'apparato. Quando l'operazione è terminata, si cavano per mezzo del tubo *h* i materiali che hanno già servito e se ne aggiungono de' nuovi.

Proprietà. — All' ordinaria temperatura il cloro è un gas di color giallo verdastro; per un forte abbassamento di temperatura diventa liquido, ma non si solidifica ad un maggior grado di freddo. Ha un odor forte e spiacevole. Ispirato in piccola quantità, produce tosse, che sovente è seguita da sintomi catarrali e da sputo sanguigno. In gran copia opera come veleno sugli organi respiratorii, ed è capace di uccidere gli animali che lo respirano. Il suo peso specifico è di 2,44. Un lume acceso immerso in questo gas si estingue, e qualche istante prima la sua fiamma divien rossa e fuligginosa, perchè il cloro decomponendo l'idrogeno carbonato ond'è costituita la fiamma, forma acido idroclorico, e rende libero il carbonio.

Alla temperatura di 10°, e sotto la pressione ordinaria dell'atmosfera, un volume d'acqua ne discioglie 3 di cloro, secondo Gay-Lussac. A temperature, tanto maggiori, quanto minori di quella già rammentata, la solubilità di questo gas diminuisce. La soluzione acquosa di cloro è gialla, di odore irritante, di sapor caldo ed astringente, infine possiede le principali proprietà del cloro. Raffreddata a qualche grado sopra 0°, si rapprende in massa cristallina, che è una combinazione di acqua e di cloro, ed ha per formula Ch+10HO. La luce solare decompone la soluzione del cloro nell'acqua in ossigeno che si sviluppa, ed in acido idroclorico che resta disciolto. Anche la luce diffusa produce in essa lo stesso effetto, sebbene più lentamente; sicchè per conservare inalterata una soluzione di cloro nell'acqua, è necessario preservarla dall'azione della luce. Millon ha inoltre trovato che una soluzione di cloro, dopo d'essere stata esposta all'azione de'raggi solari, contie-

ne sempre una piccola quantità di acido ipocloroso, la cui esistenza si può facilmente riconoscere, versando nel liquido qualche goccia d'una soluzione di cloruro di piombo o di manganese, i quali per l'azione ossidante dell'acido ipocloroso sono trasformati ne'rispettivi biossidi, che si precipitano. L'acqua adunque sotto l'influenza combinata del cloro e de'raggi solari si decompone in idrogeno ed in ossigeno, i quali combinandosi col cloro, formano acido idroclorico e acido ipocloroso. Siccome peraltro questi due composti si decompongono reciprocamente, rigenerando acqua e cloro, per una reazione inversa di quella da cui hanno avuto origine, la quantità di acido ipocloroso che si forma in tal caso è estremamente piccola, e non isfugge all'azione decomponente dell'acido idroclorico, se non in quanto che trovasi disciolta in una grandissima massa di liquido.

I metalli sono quasi tutti attaccati dal cloro, anche alla temperatura ordinaria : alcuni si accendono, e si trasformano immediatamente in cloruri. Così una lamina di rame molto sottile s'infiamma non appena introdotta in un tubo pieno di gas cloro ; l'antimonio e l'arsenico allo stato di polvere producono lo stesso fenomeno ; un pezzo di fosforo vi brucia con fiamma pallida, e tutti gli altri metalloidi vi si combinano direttamente e per il semplice contatto, tranne l'ossigeno, l'azoto e il carbonio. D'onde si deduce che per l'energia della sua affinità, il cloro supera tutti gli altri corpi conosciuti.

Se si mescolano insieme volumi eguali di cloro e di gas idrogeno, e si espone il miscuglio all' azione della luce solare diffusa, i due gas si combinano a poco a poco, senza diminuir di volume. Il prodotto gassoso arrossa la tintura di laccamuffa, spande densi fumi in contatto dell' aria umida, e presenta tutte le proprietà dell' acido idroclorico. Alla luce solare diretta la reazione è istantanea, ed è accompagnata da forte detonazione. Finalmente al buio il cloro e l' idrogeno posson restare indefinitamente a contatto senza combinarsi. Anche per l' azione del riscaldamento il cloro e l' idrogeno si combinano, producendo un forte scoppio.

Secondo alcune sperienze di Draper, il cloro esposto all'azione de' raggi solari, o anche alla luce diffusa del giorno, acquista la proprietà di combinarsi coll'idrogeno, anche nell'oscurità, cosa che non fa quando è stato ottenuto e conservato al buio. Per conseguenza l'azione che esercita la luce solare sopra un miscuglio gassoso di cloro e idrogeno non è passaggiera ed istantanea, ma dipende da un alterazione permanente che i raggi luminosi inducono nelle proprietà del cloro, facendolo passare ad un' altra modificazione capace di combinarsi coll' idrogeno per il semplice contatto ; l' azione è massima ed istantanea nel raggio indaco, minore e più lenta nel violetto, minima o nulla dal raggio verde sino al rosso. Secondo Draper, non solo la luce del sole, ma anche la luce artificiale sarebbe capace di produrre un tal cambiamento, come p. e. quella che emana dalla fiamma, anche debole, di un lume, ovvero da una scintilla elettrica.

L' affinità che il cloro ha per l' idrogeno è così forte, che lo toglie

a tutti i composti che ne contengono, e si converte in acido idroclorico. Il solfuro, il fosfuro, l'arseniuro d'idrogeno, l'ammoniaca sono immediatamente distrutti dal cloro. Anzi è degno di nota che questo elemento agisce con maggiore energia sui composti idrogenati, che sull'idrogeno libero, tanto che mentre non si combina con quest'ultimo se non per mezzo del riscaldamento, ovvero sotto l'influenza della luce solare, decompone i primi, anche alla temperatura ordinaria, e nella oscurità.

Le materie organiche restano anch'esse alterate e convertite in nuovi prodotti dall'azione del cloro, il quale in parte si combina coll'idrogeno di esse per formare acido idroclorico, ed in parte si unisce al nuovo prodotto, sostituendosi all'idrogeno. Quindi le sostanze organiche, sottoposte all'azione di questo corpo, perdono nella più parte dei casi, le loro proprietà distintive, cambiando intieramente di aspetto e di natura. Le materie coloranti organiche si scolorano immediatamente in contatto del cloro, e l'indaco stesso, conosciuto per la stabilità del suo colorito, mentre resiste all'azione dell'acido solforico concentrato, viene immediatamente scolorato dal cloro. La cocciniglia, la laccamuffa, il campeggio, l'inchiostro comune, infine tutte le sostanze colorate di origine organica perdono intieramente il loro colore.

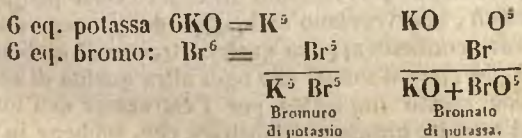
Nelle arti si mette a profitto questa preziosa proprietà del cloro per imbiancare in poco tempo i tessuti di lino e di canapa, la carta ec. Nondimeno, come il cloro altera nello stesso tempo la fibra vegetabile, e adoperato senza le debite precauzioni; diminuisce la solidità de' tessuti, si è trovato più vantaggioso di sostituirvi l'ipoclorito di calce, conosciuto in commercio col nome di *cloruro di calce.* Questo sale, che si prepara esponendo la calce spenta all'azione del gas cloro, disciolto nell'acqua ed abbandonato all'aria, ne attira l'acido carbonico e si decompone lentamente sviluppando gas cloro. Per conseguenza il cloruro di calce è come il cloro capace di distruggere i colori organici, senza danneggiare i tessuti su cui viene applicato. Per la stessa ragione il cloro decompone rapidamente le sostanze odorose o putride, i miasmi deleterii, e le esalazioni organiche di qualunque natura sparse nell'atmosfera; onde è che le fumigazioni di cloro o di cloruro di calce sono frequentemente adoperate per disinfettare gli spedali, le prigioni, le sale anatomiche, ec.

BROMO

Questo elemento si trova in piccola quantità nelle acque del mare combinato col sodio e col magnesio, ed in alcune sorgenti minerali. La più rinomata è quella di Theodorshall presso Kreuznach in Germania, d'onde si ritrae la più gran parte del bromo che trovasi in commercio.

Balard fece la scoperta di questo corpo semplice nel 1826 analizzando le acque madri delle saline di Montpellier. Il suo nome deriva dalla parola greca βρῶμος che significa *cattivo odore.*

Estrazione. — Volendo estrarre il bromo dalle acque del mare, si preferiscono le acque madri delle saline, ove si trova allo stato di bromuro, e si va progressivamente accumulando a misura che si concentrano coll' evaporazione spontanea, lasciando cristallizzare i sali meno solubili. Evaporando di nuovo questo liquido, si separa la più gran parte del sal marino che vi è disciolto, ed i bromuri, essendo più solubili, restano nel liquido incristallizzabile. Quest'ultimo vien trattato prima col cloro, il quale decompone i bromuri e mette in libertà il bromo. La soluzione prende un color giallo aranciato per il bromo che vi è disciolto; agitata coll'etere, cede a quest'ultimo tutto il bromo divenuto libero, e lasciata riposare per qualche tempo, diviene del tutto limpida e scolorita, mentre l' etere carico di bromo si raccoglie alla superficie del liquido. Ciò fatto, si decanta la soluzione eterea di bromo, e si agita per qualche istante con una soluzione acquosa di potassa. L' etere si scolora immediatamente, mentre il bromo reagendo sul liquido alcalino, produce bromato di potassa e bromuro di potassio. Questo trattamento alternativo si ripete più volte di seguito sopra nuove quantità di acqua madre, impiegando lo stesso etere e la stessa potassa di cui si è fatto uso nella prima operazione, finchè quasi tutto l' alcali sia saturo di bromo. Allora evaporando la soluzione a secco, si ottiene un residuo salino composto di bromuro di potassio e bromato di potassa:

6 eq. potassa	$6KO = K^5$		$KO \quad O^5$
6 eq. bromo:	$Br^6 =$	Br^5	Br
		$K^5\,Br^5$	$KO + BrO^5$
		Bromuro di potassio	Bromato di potassa.

Calcinando questo residuo, tutto si trasforma in bromuro sviluppando gas ossigeno.

Finalmente si mescola il bromuro ottenuto con biossido di manganese ed acido solforico diluito, e si distilla a dolce calore. Il bromo volatilizzandosi, va a condensarsi nel recipiente e si raduna in fondo dell' acqua, essendo più denso. Tale reazione somiglia intieramente a quella che ha luogo tra il cloruro di sodio, l' acido solforico ed il biossido di manganese nella preparazione del cloro. I prodotti sono bromo, solfato di potassa e solfato di manganese.

Proprietà. — Alla temperatura ordinaria il bromo è un liquido di color rosso cupo; in massa è opaco, in strati sottili trasparente e di color rosso giaciuto. La sua azione sull' economia animale è delle più energiche che si conoscono, però anche a dose piccolissima, il suo vapore produce tosse, difficoltà di respiro e lacrimazione abbondante. Applicato sulla pelle, l' infiamma e l' esulcera profondamente, colorandola in giallo; infine è un veleno irritante de' più attivi, e non sarebbe prudente maneggiarlo senza premunirsi contro gl' inconvenienti che potrebbero derivarne. È pochissimo solubile nell'acqua, che ne acqui-

sta il colore e le altre proprietà, ma si scioglie benissimo nell'alcole e nell'etere. La sua densità è 2,966; a 47° bolle, ed a — 20° si solidifica.

Il bromo somiglia moltissimo al cloro per le sue reazioni, e soprattutto per la grande affinità che ha per l'idrogeno e pei metalli. Quindi moltissimi metalli vi si combinano, anche all'ordinaria temperatura, e parecchi si vedono bruciare nell'atto della combinazione. Le sostanze idrogenate sono decomposte dal bromo, come dal cloro, e le materie coloranti organiche soggiacciono alle stesse alterazioni. Ciò non ostante, è degno di nota che il bromo e l'idrogeno allo stato libero non si combinano che per l'azione del riscaldamento, e che la stessa luce solare non basta a determinare la reazione di questi due corpi all'ordinaria temperatura.

IODO

Questo metalloide esiste in quantità piccolissima nelle acque del mare in combinazione col potassio. I fuchi, le alghe, le spugne ed altre produzioni organiche marine ne contengono in copia maggiore, e le ceneri che lasciano dopo la loro combustione si possono utilmente adoperare per estrarne l'iodo che vi è contenuto. Nel commercio si chiama *soda di varech* un prodotto, che gli abitanti della Normandia preparano, bruciando e riducendo in cenere certe piante cartilaginee nominate *varech*, che vegetano sulle coste dell'Oceano e della Manica. Questa sostanza contiene appena qualche traccia di carbonato di soda, ma invece è più ricca d'ioduri che ogni altra qualità di soda commerciale, e viene spesso impiegata per l'estrazione dell'iodo. Chatin in questi ultimi tempi è giunto a dimostrare che, sebbene in quantità piccolissima, l'iodo è uno degli elementi più diffusi della natura. Egli ha trovato difatti questo corpo in quasi tutte le acque dolci, siano di fiume, di pozzo, di sorgente o di pioggia, e per conseguenza anche negli animali e nelle piante che vivono in dette acque. Lo ha trovato inoltre nella terra vegetabile, nelle piante terrestri, nel carbon fossile, nell'antracite e perfino nella grafite; ne' minerali di ferro, nel ferro, nel solfo e nel rame del commercio; infine, secondo l'esprienze del Chimico prenominato, l'iodo esiste ancora nell'aria, ma non si sa se allo stato libero, ovvero combinato.

La scoperta dell'iodo è dovuta ad un salnitraio di Parigi per nome Courtois, il quale nel 1811, avendo per caso riscaldato con acido solforico un po' di ranno della soda di varech, vide con sorpresa de' vapori di color violaceo bellissimo sollevarsi dal miscuglio, e condensarsi col raffreddamento in laminette cristalline di color grigio, e somiglianti alla grafite. Tale scoperta non fu pubblicata che due anni dopo, e si tosto conosciuta, Davy e Gay-Lussac, ciascuno separatamente, presero ad esaminare la nuova sostanza.

Estrazione. — In piccolo si cava l'iodo dal ranno della soda di varech, o della cenere di qualunque altra pianta marina collo stesso me-

todo che ho indicato per estrarre il cloro dal sal comune, ed il bromo dal bromuro di potassio. Perciò basta riscaldare in una storta di vetro un miscuglio di ranno che contiene ioduri, di biossido di manganese e di acido solforico diluito: l'iodo che si volatilizza, va a condensarsi nel collo della storta e nel recipiente annessovi (*fig. 11*).

Buona porzione dell'iodo che viene in commercio si prepara a Glascovia con la cenere di piante rejette dal mare sulle coste occidentali dell'Irlanda e della Scozia. Bruciando tali piante all'aria, si prepara certa soda naturale, molto stimata per la gran quantità d'iodo e di cloruro di potassio che contiene. Questa soda ridotta in piccoli pezzi, viene trattata con acqua, che ne discioglie circa la metà, si filtra il ranno così ottenuto, e si concentra evaporandolo a fuoco nudo. Si separano i sali che cristallizzano, si passa il liquido in un altro vaso, ove col raffreddamento si depositano de'cristalli di cloruro di potassio, e si continua ad evaporare l'acqua madre, finchè non dia più cristalli. Resta in ultimo un liquido incristallizzabile di color bruno, il quale contiene gran quantità d'ioduro di sodio. Per ricavarne l'iodo, si mescola con tanto acido solforico che basti a comunicargli un gusto acido deciso: dalla reazione de'due liquidi risulta un copioso sviluppo di gas acido carbonico e d'idrogeno solforato, e si deposita molto solfo (1). Fatto riposare per un giorno o due il liquido così apparecchiato, si riscalda con perossido di manganese nell'apparato distillatorio rappresentato dalla *fig. 12*. Esso si compone di una cucurbita di piombo situata sopra un bagno di sabbia riscaldato a dolce calore. Alla parte superiore della cucurbita vi è una larga apertura, nella quale si adatta un capitello *a*, anch'esso di piombo. In questo capitello sono due aperture munite di turaccioli *b*, *c*, la prima delle quali, essendo larga abbastanza, permette d'introdurre il liquido, ovvero il perossido di manganese, secondo il bisogno; l'altra viene aperta di tanto in tanto, per osservare l'andamento dell'operazione. Il biossido di manganese si aggiunge quando la temperatura del liquido è di circa 60°. In luogo di condensatore si adopera una serie di palloni di vetro a doppia apertura e lutati insieme *d*, *d*, *d*. Il successo dell'operazione dipende in gran parte dalla lentezza con la quale si conduce, e dalla regolare applicazione del calore.

Proprietà. — Allo stato solido l'iodo è di color grigio scuro, e somiglia moltissimo alla grafite. Cristallizza in rombottaedri, ed è isomorfo coi cristalli di solfo nativo. A 107° si fonde, e fra 175° e 180° bolle, riducendosi in vapori di color violaceo bellissimo, cui deve il suo nome, da ἰώδης *violaceo*, . Applicato sulla pelle, sulla carta, e sulla più gran parte dei tessuti organici, colora in giallo queste sostanze, le quali a poco a poco riacquistano il loro aspetto naturale, a misura che l'iodo si volatilizza.

Nell'acqua pura è pochissimo solubile, di modo che una parte d'iodo richiede 7000 p. d'acqua per disciogliersi. Ciò non ostante, la soluzio-

(1) Il solfo e l'idrogeno solforato derivano dalla decomposizione de'solfuri alcalini prodotti dalla reazione del carbone sui solfati naturalmente contenuti nelle piante, durante la loro combustione.

ne è di color giallo cupo, e manifesta tutte le reazioni del corpo disciolto. Quando l'acqua contiene de' sali, il suo potere dissolvente per l'iodo diviene maggiore: l'azotato e l'idroclorato d'ammoniaca favoriscono moltissimo la solubilità di questo corpo nell'acqua. È solubilissimo nell'etere, nell'alcole, nel solfuro di carbonio, nel benzene, nel cloroforme e nelle soluzioni degl' ioduri alcalini. Questi liquidi ne prendono grandi quantità, colorandosi, quale in giallo bruno, quale in rosso granatino, quale in paonazzo. La soluzione alcolica è precipitata dall'acqua.

L'amido forma coll'iodo un composto insolubile di color violaceo, proprietà che ha fornito all'analisi chimica un mezzo sensibilissimo per iscoprire la presenza di questo corpo: un liquido che contiene appena un milionesimo del suo peso d'iodo, si colora sensibilmente colla soluzione di amido. Intanto la reazione in esame non si produce che coll'iodo allo stato libero: gl'ioduri e tutti gli altri composti d'iodo non alterano punto il colore dell'amido; ora l'iodo libero non trovandosi mai in natura, nella maggior parte de'casi, prima di fare il saggio coll'amido, bisogna isolarlo. Quando l'iodo è allo stato d'ioduro metallico, si aggiunge al liquido, in cui è disciolto, dell'amido stemprato nell'acqua per mezzo del riscaldamento, e poscia una piccola quantità di cloro, ovvero di acido nitrico contenente acido nitroso; ma nel fare questa esperienza non bisogna dimenticare che impiegando tali sostanze in quantità maggiore del bisognevole, si corre rischio di commettere degli errori, perchè il colore del composto resta distrutto da un eccesso di cloro libero. Volendo adoperare l'acido nitroso, è d'uopo non metterne al di là di quanto basta a rendere il liquido debolmente acido; se si fa uso di cloro, per non oltrepassare la proporzione richiesta a decomporre l'ioduro, si mette in un bicchiere il liquido che si vuole esaminare, dopo di avervi sciolto un po' di amido, indi al di sopra del bicchiere s'inclina l'apertura di una boccia che contiene una soluzione di cloro, come si vede nella *fig. 13*, e si tiene nella stessa posizione, finchè alla superficie del liquido si cominci a manifestare la reazione dell'amido sull'iodo divenuto libero. Il vapore di cloro che si solleva dalla soluzione, essendo più pesante dell'aria, scende sulla superficie del liquido del bicchiere, decompone l'ioduro, e l'iodo divenuto libero colora l'amido in azzurro. Lo stesso metodo s'impiega quando l'iodo si trova allo stato di acido iodico o d'iodato, con la sola differenza, che invece di cloro, si adopera una soluzione di acido solforoso, osservando le stesse precauzioni.

Per iscoprire l'iodo, Moride ha consigliato ultimamente un altro metodo, che sembra preferibile a quello precedentemente descritto, tanto per la sensibilità, quanto per la sicurezza delle sue indicazioni. Esso consiste a versare nella soluzione, in cui si sospetta l'esistenza degl'ioduri, qualche goccia di acido ipoazotico e ad agitare il liquido con due o tre grammi di benzina (1), la quale discioglie l'iodo e si raduna alla

(1) La benzina è un liquido organico composto di carbonio e idrogeno, che ha per formula $C^{12}H^{6}$, e si ottiene distillando l'acido benzoico con un eccesso di calce, ovvero rettificando i

superficie del liquido, più o meno colorata in rosso. Con questo metodo si può scoprire un milligrammo d'iodo disciolto in 4 litri d'acqua, vale a dire 1 quattromilionesimo.

FLUORE

Nel regno minerale s'incontra non molto rara una sostanza trasparente, e cristallizzata in cubi di color violaceo, verde, giallo o bianco, che si chiama *spato fluore*. Questo minerale è una combinazione di calcio e di un metalloide alogeno, al quale si è dato il nome di *fluore* dal minerale che lo contiene. In piccola quantità il fluore si trova eziandio nella mica, nel topazio, nell'anfibolo ed in altri minerali. Morichini scoprì la presenza del fluoruro di calcio nell'avorio fossile, e nello smalto dei denti.

Davy fece molte sperienze per isolare questo metalloide, ma tutte in vano: l'affinità che ha per gli altri elementi è così grande, che appena divenuto libero, si combina colle sostanze di cui sono composti i vasi che si adoperano per raccoglierlo. Per ovviare a tale inconveniente, Davy avea immaginato di far uso di tubi di spato fluore, il quale essendo una combinazione di fluore e di calcio, non può avere affinità per il fluore allo stato elementare. I fratelli Knox nel 1838, e più recentemente Louyet dall'una parte, dall'altra Quet e Colin hanno messo in pratica il metodo ingegnoso consigliato da Davy, e sebbene sulle prime credessero d'avere isolato il fluore, hanno finito per convincersi che il gas da essi ottenuto conteneva delle quantità più o meno grandi di acido nitroso, di cui s'ignora l'origine. Ond'è che il fluore allo stato libero e puro, non è stato ancora ottenuto.

3.° GRUPPO

L'azoto, il fosforo, l'arsenico e l'antimonio, di cui si compone questo gruppo, combinandosi con tre e con cinque equivalenti d'ossigeno formano ciascuno due acidi. Quelli della stessa formula formano dei composti isomorfi, quando si combinano colle stesse basi. Un equivalente de' corpi anzidetti si combina a tre equivalenti d'idrogeno, per formare de' composti gassosi, alcuni de' quali sono dotati di proprietà basiche, e possono formare cogli acidi de' composti analoghi ai sali.

AZOTO

L'azoto forma la parte irrespirabile dell'aria, che ne contiene quattro quinti del suo volume. S'incontra nella natura come principio co-

prodotti della distillazione del carbon fossile. Quello che ha quest'ultima origine si trova abbondantemente in commercio ed a basso prezzo.

stituente degli azotati nativi e de'sali ammoniacali. Finalmente combinato coll'ossigeno, coll'idrogeno e col carbonio, fa parte delle materie organiche che compongono i tessuti animali, e di molte altre che s'incontrano ne' vegetabili.

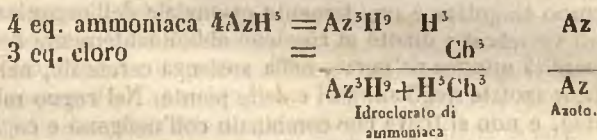
L'azoto fu scoperto nel 1773 da Rutherford Botanico di Edimburgo. Il suo nome deriva da ζωη *vita*, ed α privativo *senza*, e dinota che gli animali non possono vivere in questo gas. Del resto la proprietà di alimentare la respirazione degli animali appartiene al solo ossigeno, quindi il nome che si è dato all'azoto potrebbe egualmente convenire a tutti gli altri gas. Con più ragione i Chimici alemanni lo chiamano *nitrogeno*, cioè *generatore del nitro*.

Estrazione. — Si conoscono diversi metodi per ricavare l'azoto dai corpi che ne contengono. Quando ne abbisognano grandi quantità, si estrae dall'aria, privandola del suo ossigeno per mezzo di sostanze atte ad assorbirlo. La combustione dei corpi nell'aria, come altrove si è detto, dipende dalla combinazione dell'ossigeno col combustibile adoperato; perciò il mezzo più semplice per togliere ad un dato volume d'aria tutto l'ossigeno che vi si contiene, è quello di bruciarvi dentro un pezzo di fosforo. L'esperienza si fa comodamente (*fig. 14*) sotto una campana di vetro, la cui apertura peschi nell'acqua contenuta in un tino pieno dello stesso liquido. Sotto la campana galleggia sull'acqua una *cassulina*, in cui trovasi un pezzo di fosforo; si dà fuoco al fosforo, toccandolo con un ferro caldo, e si cuopre immediatamente colla campana. Sulle prime il volume dell'aria aumenta, perchè il riscaldamento prodotto dalla combustione lo fa crescere più di quello che non diminuisce per l'assorbimento dell'ossigeno; ma dopo qualche istante il volume diminuisce, e l'acqua del tino ascende nello spazio occupato dall'ossigeno, a misura che questo viene assorbito. L'azoto che rimane dopo tale esperienza non è perfettamente puro, restandovi sempre qualche traccia di ossigeno, mentre il fosforo si estingue prima che l'ossigeno sia tutto consumato. Per ottenere dall'aria l'azoto perfettamente puro, è mestieri lasciarvi in contatto un bastone di fosforo per lo spazio di 20 o 24 ore, senza accenderlo: il fosforo allora si combina lentamente, ma senza lasciar residuo di ossigeno. Siccome per altro l'aria comune, oltre l'ossigeno e l'azoto, contiene ancora qualche traccia di acido carbonico, il quale si mescola col residuo dell'operazione, bisogna agitare il gas che resta con una soluzione di potassa caustica.

Quando ne occorrono maggiori quantità, il miglior mezzo è quello di far passare una corrente d'aria sulla tornitura di rame bene arroventata, che ritiene tutto l'ossigeno e lascia libero l'azoto. Per determinare una corrente continua d'aria atmosferica si può impiegare un gassometro simile a quello già descritto a pag. 47. L'esperienza si dispone nel modo indicato dalla *fig. 16*. Il gassometro essendo pieno d'aria si mette in comunicazione con un tubo B ricurvato in forma di lettera U; la congiunzione si stabilisca per mezzo d'un piccolo tubo di gomma elastica. Il tubo B contiene della pomice grossolanamente polverizzata, ed imbevuta d'una soluzione concentrata di potassa. L'altra estremità del

tubo B per mezzo d' un tappo di sughero comunica con un altro tubo *fg* di vetro poco fusibile. Quest' ultimo ha circa $\frac{1}{2}$ metro di lunghezza ed un diametro interno di 15 a 18 millimetri, e per meglio resistere all' azione del fuoco è inviluppato in una lamina di rame o di ottone. Internamente questo tubo *fg* contiene della tornitura di rame, ed è situato sopra un fornello di lamiera stretto e lungo, che permette di riscaldarlo in tutta la sua lunghezza. All' estremità *g* del ridetto tubo si aggiusta un altro tubo di vetro di piccolo diametro e doppiamente ricurvo destinato a condurre il gas sotto la campana E. Così disposto l' apparecchio, si chiudono tutte le chiavi del gassometro, e nel tempo stesso si circonda di carboni accesi il tubo *fg* che contiene il rame metallico; quando è bene arroventato, si empie d' acqua il serbatoio del gassometro, si apre prima la chiave *c*, indi a poco per volta si apre anche la chiave *e*. L'acqua dal serbatoio scende nel gassometro per mezzo del tubo *ch* e scaccia un egual volume d'aria, che esce dal gassometro per mezzo del tubo *e*, passa nel tubo B a traverso la potassa, ove lascia ogni vestigio d'acido carbonico, poi arriva nel tubo *fg*, ove incontra la tornitura di rame riscaldata, sulla quale tutto l'ossigeno si fissa, formando ossido di rame, mentre l'azoto resta perfettamente puro, e va a raccogliersi sotto la campana E.

Si ottiene ancora l'azoto, facendo agire il cloro sull'ammoniaca. Questa sostanza composta d' idrogeno e di azoto, cede al cloro tutto il suo idrogeno, che si converte in acido idroclorico, mentre l' azoto si sviluppa allo stato di gas. D'altronde l'acido idroclorico prodotto si combina coll' ammoniaca indecomposta, per formare idroclorato di ammoniaca.

4 eq. ammoniaca	$4AzH^3 = Az^3H^9$	H^3	Az
3 eq. cloro	$=$	Ch^3	
	$Az^3H^9 + H^3Ch^3$		Az
	Idroclorato di ammoniaca		Azoto.

Per mettere in pratica questo metodo, si può far uso dell'apparecchio rappresentato dalla *fig. 9*. Il pallone *a* contiene le materie necessarie alla preparazione del cloro, il quale a misura che si sviluppa, si rende nella bottiglia a due gole *b*, piena per metà di una concentrata soluzione di ammoniaca. L'azoto che nasce dalla reazione del cloro sull'ammoniaca si sviluppa per mezzo del tubo ripiegato *c*, e si può raccogliere al solito sul tino pneumatico.

Proprietà. — L'azoto estingue i corpi accesi, e gli animali che lo respirano vi periscono, non già perchè spieghi un'azione deleteria sul-l' economia animale, ma solo perchè all'esercizio delle funzioni vitali è indispensabile l'ossigeno, e nessun altro gas può surrogarlo. L' azoto è trasparente, senza colore, e conserva lo stato gassoso anche quando è sottoposto simultaneamente ad un freddo di 110° sotto zero

e ad una pressione di 50 atmosfere. Non ha odore nè sapore alcuno, ed è principalmente contrassegnato dalla mancanza di tutte le reazioni che servono a distinguere gli altri fluidi aeriformi; quindi nelle ricerche analitiche si riconosce soltanto dalle proprietà negative. La sua densità è di 0,97137 secondo Regnault. L'acqua alla temperatura ordinaria ne scioglie $\frac{1}{100}$ circa del suo volume.

Per via diretta è difficilissimo combinare l'azoto con altri corpi. I composti di azoto si formano ordinariamente per la decomposizione delle materie organiche azotate, con processi ancora mal conosciuti, che impiega la natura. Cavendish trovò che facendo passare delle scintille elettriche sopra un miscuglio di gas ossigeno e azoto allo stato umido, si forma una traccia di acido nitrico, ma in quantità così piccola, che dopo più centinaia di tali scintille, l'acido nitrico prodotto basta appena ad arrossare la laccamuffa. La presenza dell'acqua è indispensabile alla produzione dell'acido; e se i gas sono perfettamente secchi, non se ne forma veruna traccia. Durante le piogge procellose, le scariche elettriche che traversano l'atmosfera in tutte le direzioni, producono cogli elementi dell'aria un po'di acido nitrico, il quale combinandosi coll'ammoniaca che, sebbene in quantità picciolissima, non manca mai nell'aria, forma nitrato d'ammoniaca. Quest'ultimo sale per tal ragione si trova sempre nell'acqua di pioggia, soprattutto in quella che si raccoglie dopo gli uragani.

FOSFORO

Questo corpo singolare è un elemento essenziale dell'organizzazione degli animali vertebrati; difatto si rinviene abbondantemente nelle ossa, ed in quantità minore ne'nervi, nella sostanza cerebrale, nell'urina e nelle materie azotate degli animali e delle piante. Nel regno minerale è molto scarso, e non si trova che combinato coll'ossigeno e cogli ossidi metallici allo stato di fosfato. Gli ossidi di calcio, di piombo, di magnesio, d'ittrio, di ferro, di manganese, di rame, di litio sono le basi che nel regno minerale s'incontrano combinate coll'acido fosforico. Peraltro tali composti sono abbastanza rari, e perciò non vengono impiegati per ricavarne il fosforo che racchiudono.

Brand, Alchimista di Amburgo, nel 1667 scoprì il fosforo nell'urina, ma tenne segreto il suo processo. Kunkel in seguito sapendo questo solo che Brand lo estraeva dell'urina umana, tanto lavorò, che finalmente pervenne anch'egli ad ottenerlo, e subito dopo pubblicò il suo metodo. Per molto tempo non si preparò il fosforo che coll'urina putrefatta. Ghan nel 1769 lo trovò ancora nelle ossa degli animali, e poco tempo dopo Schèele fece conoscere un metodo facile per estrarlo in abbondanza dalle ossa calcinate: questo stesso metodo è quello che si segue oggigiorno.

Estrazione.—Tutto il fosforo che si consuma nelle arti si estrae dalle

ossa calcinate in contatto dell'aria, finchè ogni traccia di materia organica sia stata distrutta; il residuo è perfettamente bianco, e si compone di carbonato e fosfato di calce. Si riduce in polvere e si mescola con $\frac{2}{3}$ del suo peso di acido solforico diluito: l'acido solforico decompone il carbonato di calce, l'acido carbonico si sviluppa allo stato gassoso, la calce si trasforma in solfato; dall'altra parte il fosfato calcare cede all'acido solforico porzione della sua base, e si converte in fosfato con sovrabbondanza di acido. Decantata la soluzione di fosfato acido di calce, e separata dal solfato insolubile della stessa base, si concentra sul fuoco, finchè sia divenuta di consistenza sciropposa. Allora continuando sempre a riscaldare e a rimestare, vi si aggiunge della polvere di carbone per un quarto circa del peso delle ossa adoperate. Quando il miscuglio è secco, s'introduce in una storta di grès *a* (*fig. 15*), al collo della quale si aggiusta un ampio tubo di rame curvato ad angolo retto *b*. L'estremità di questo tubo pesca nell'acqua contenuta in una boccia di vetro *c*. Si colloca la storta sopra un buon fornello a riverbero, e si scalda moderatamente da principio, poscia aumentando grado a grado il calore, si porta fino all'incandescenza. A quella temperatura l'acido fosforico sovrabbondante del fosfato acido di calce è decomposto: l'ossigeno dell'acido fosforico ed il carbone si uniscono per formare ossido di carbonio: il fosforo ridotto distilla, e si raccoglie sotto l'acqua nella boccia *c*. I gas si sviluppano per mezzo del tubo *d*.

Wöhler propone un altro metodo per estrarre il fosforo dalle ossa: invece di ossa calcinate, egli le adopera carbonizzate soltanto, allo stesso stato in cui si trovano in commercio sotto il nome di *nero d'osso*, il quale non è altro che un miscuglio intimo di fosfato e carbonato di calce con carbone; vi aggiunge inoltre un po' di carbone ordinario e della sabbia quarzosa fine. Ciò fatto, riscalda il tutto ad un fuoco violento in un cilindro di ferraccio. Al collo di questo cilindro aggiusta un grosso tubo di rame, il quale coll'altra estremità pesca in un recipiente pieno d'acqua, dove si raccoglie il fosforo distillato. Questo metodo è fondato sulla proprietà che ha la silice di fare ufficio di acido ad un'alta temperatura, e di decomporre il fosfato di calce: l'acido fosforico appena divenuto libero, vien decomposto dal carbone.

Per depurare il fosforo dai corpi estranei che potrebbe contenere, si taglia in piccoli pezzi e s'introduce in un tubo di vetro di forma leggermente conica. Si chiude l'apertura più stretta di detto tubo con un tappo di sughero, e vi si versa dell'acqua, finchè il fosforo ne sia coperto. Ciò fatto, si pone il tubo così apparecchiato nell'acqua bollente: il fosforo si fonde, e lasciato per qualche tempo allo stato liquido, le impurità che vi si contengono si radunano alla parte superiore, e si possono facilmente separare.

Proprietà. — Il fosforo è solido, bianco e trasparente come il cristallo, quando è puro; ma ordinariamente è di color giallastro o carnicino. A 0° è fragile; fra 15° e 20° diviene molle e flessibile come la cera; a 44°,2 si fonde in un liquido trasparente che bolle a 290°. La sua densità allo stato solido è di 1,83 alla temperatura di 10°. Fuso

che è, può restare allo stato liquido, anche all'ordinaria temperatura, purchè non venga agitato; ma appena si tocca, tutto ad un tratto si solidifica sviluppando calore. Il fenomeno di cui si ragiona si verifica specialmente in contatto di liquidi alcalini; perciò il fosforo che è stato riscaldato in una soluzione di potassa, può restar liquido per più giorni; ma decantato l'alcali, immediatamente si solidifica. L'acqua non vi ha nessuna azione. L'alcole e l'etere ne sciolgono piccole quantità. Molto più facilmente si scioglie negli olii grassi e volatili, specialmente coll'aiuto del calore. Col raffreddamento di tali soluzioni gran parte del fosforo si separa cristallizzato in rombododecaedri. La combustibilità del fosforo è veramente prodigiosa; gli altri corpi combustibili non si accendono se non riscaldati ad un certo segno; questo al contrario brucia dovunque incontra ossigeno, anche alla temperatura dell'ambiente. La combustione del fosforo è di due maniere: *rapida* quando in pochi secondi tutto il fosforo si consuma con abbondante sviluppo di luce e calore; *lenta* al contrario se impiega un tempo molto lungo, tramandando una luce debole, senza riscaldarsi sensibilmente. La combustione rapida non accade all'ordinaria temperatura, e non si manifesta, se non quando il fosforo è riscaldato a 75° circa. Riscaldato all'aria libera fino a quel grado o al di là, si accende e brucia con fiamma splendentissima, e con grande sviluppo di calore, trasformandosi in acido fosforico. Nell'ossigeno puro la combustione è molto più viva, e tramanda un chiarore che abbaglia la vista.

La lenta combustione del fosforo si manifesta ad ogni temperatura superiore a 0°. Tutte le volte che si espone all'azione dell'aria un pezzo di fosforo, bentosto dalla sua superficie si solleva un vapore bianco in forma di fumo, il cui odore spiacevole rammenta quello dell'aglio. Nell'oscurità tanto il fosforo, quanto il vapore appariscono luminosi, e da ciò ebbe origine la parola *fosforo* (*da* φῶς *luce*, e φορός *apportatore*). Intanto questa luce è così languida, che al lume del giorno non è punto visibile. Il calore che si produce non ha azione sui termometri ordinarii, ed è solo sensibile al termomoltiplicatore. Se si fa tale esperienza in un volume limitato di aria umida, si trova dopo un certo tempo intatto l'azoto, assorbito tutto l'ossigeno, diminuito il fosforo in proporzione, e trasformato in un liquido denso e di sapore acidissimo, proveniente dalla condensazione de' vapori luminosi, di cui abbiamo fatto menzione. Questo liquido acido è un miscuglio di acido fosforico ed acido fosforoso idrati, entrambi composti di fosforo, ossigeno e acqua. Probabilmente il primo prodotto dell'ossidazione è il solo acido fosforoso, il quale per un'azione ulteriore, si trasforma parzialmente in acido fosforico, assorbendo dall'aria una nuova quantità di ossigeno. La soluzione del fosforo negli olii grassi produce gli stessi fenomeni in contatto dell'aria. Sostituendo l'aria secca all'aria umida, non si produce vapore di sorte alcuna, ma si forma un composto anidro di acido fosforico e ossido di fosforo, come dirò a suo tempo. Da ciò che si è detto si raccoglie che per garentire il fosforo dall'ossidazione, bisogna accuratamente preservarlo dal contatto dell'aria, tenendolo in bocce ben chiuse e ripiene d'acqua precedentemente bollita.

Bellani scoprì il fatto singolare che la combustione lenta del fosforo non ha luogo nell'ossigeno puro, quando questo gas è sottoposto alla pressione ordinaria dell'atmosfera; ma si manifesta non appena si diminuisce la pressione in modo da dilatare il volume dell'ossigeno adoperato in tal'esperienza, o quando vi si mescola una certa quantità di un gas inerte, come p. e. l'idrogeno, l'azoto, l'acido carbonico. Si è creduto per molto tempo che la luce, che il fosforo tramanda nella sua lenta combustione, fosse un fenomeno dipendente dall'ossidazione; ma in questi ultimi tempi Marchand ha dimostrato che i due fenomeni sono indipendenti l'uno dall'altro. Secondo questo Chimico, la fosforescenza ha luogo, anche quando si mette il fosforo in contatto di gas che non possono spiegarvi nessuna azion chimica, come p. e. sarebbero l'idrogeno, l'azoto, l'acido carbonico; ma non in tutti ha luogo alla stessa temperatura, per modo che mentre in alcuni gas o vapori il fosforo apparisce luminoso, anche alla temperatura di parecchi gradi sotto zero, in altri invece il fenomeno non si manifesta che ad una temperatura più o meno elevata al di sopra di quella dell'ambiente. Secondo lo stesso Chimico, la fosforescenza del fosforo è l'effetto dell'evaporazione di tale sostanza, per modo che continua a manifestarsi, finchè il gas non è intieramente saturato di vapori fosforici, e cessa non appena la saturazione è avvenuta. Ciò spiega inoltre l'influenza che esercita la pressione sulla produzione di questo fenomeno; si è osservato difatti che lasciando un pezzo di fosforo nell'aria, nel gas idrogeno o nell'acido carbonico, si manifesta il solito sviluppo di luce; ma se allora si comprime il gas, il suo volume diminuisce, e quando è giunto al limite, in cui il vapore di fosforo che già si era formato basta a saturare lo spazio così ridotto, cessa ogni fenomeno luminoso; se in tale stato si toglie la pressione, in modo che il gas possa nuovamente dilatarsi, l'evaporazione ricomincia e con essa l'emissione di luce. Da ciò adunque si deduce, che se il fenomeno della fosforescenza continua a manifestarsi per un tempo molto più lungo nell'aria, ed in generale ne'miscugli gassosi che contengono dell'ossigeno allo stato libero, ciò avviene perchè l'ossigeno ossida il vapore di fosforo a misura che si produce, il che impedisce che lo spazio possa saturarsi; sicchè l'evaporazione continua ad aver luogo, finchè tutto l'ossigeno non è stato assorbito.

Il fosforo è uno de'corpi riduttori più attivi che si conoscano, e però messo in contatto delle soluzioni de'sali di argento, di mercurio, di rame, ne precipita i rispettivi metalli. Secondo Schroetter, se si riscalda in un tubo di vetro ermeticamente chiuso del fosforo umido ad una temperatura di 250° o 260°, terminata l'esperienza, si trova che si è formato dell'idrogeno fosforato spontaneamente infiammabile, il quale deriva dalla decomposizione dell'acqua.

Il fosforo si presenta almeno in due modificazioni allotropiche distinte da particolari caratteri: l'una di esse è la modificazione ordinaria trasparente e senza colore, della quale ci siamo occupati sinora; l'altra è opaca e di color rosso intenso. Il fosforo bianco si trasforma in fosforo rosso per l'azione della luce solare; tale trasformazione si opera

nel vuoto, nel gas idrogeno, nel gas azoto, nell'acqua, nell'alcole, nell'olio ed in altri liquidi, e più rapidamente alla luce violetta che alla luce bianca. Schroetter in questi ultimi tempi ha fatto alcune osservazioni importanti sulle modificazioni allotropiche del fosforo. Secondo questo Chimico, il fosforo bianco passa alla modificazione rossa, non solo per l'azione della luce solare, ma anche per quella del calore. Riscaldando il fosforo ordinario in vasi chiusi, il cambiamento comincia a manifestarsi alla temperatura di 226°; sicchè continuando a riscaldare per molto tempo fra 240° e 250°, la maggior parte del fosforo sottoposto all'esperienza si converte nella modificazione rossa, e trattando il prodotto con solfuro di carbonio, il fosforo bianco si discioglie, mentre il fosforo rosso rimane allo stato insolubile, e per tal modo resta separato da ogni traccia del primo. Riscaldando del fosforo per sette o otto giorni continui ad una temperatura vicina a quella di 260°, questo metalloide si trasforma in una massa coerente di color rosso bruno, a frattura concoide e di aspetto metallico. Il fosforo così modificato, è fragile, inalterabile all'aria, privo di odore ed affatto insolubile negli olii, nell'etere e nel solfuro di carbonio. Per l'aspetto somiglia moltissimo all'ematite, ma non presenta la struttura fibrosa appartenente a quest'ultima. La sua durezza è intermedia fra quelle dello spato calcare e dello spato fluore; la sua densità è 2,106, cioè maggiore di quella del fosforo bianco; e la sua capacità calorifica è stata trovata da Regnault = 0,1698, cioè inferiore a quella del fosforo ordinario, che è = 0,1887. Se si riscalda in vasi chiusi, a 260° ripassa alla modificazione bianca, e distilla in tale stato. Se il riscaldamento ha luogo all'aria libera, non si accende, se prima la temperatura non sia arrivata a questo stesso limite di 260°, in cui ripassa alla modificazione ordinaria, il che dimostra che il fosforo rosso è per se stesso incombustibile, anche ad una temperatura abbastanza elevata.

ARSENICO

Alcuni composti di questo metalloide sono conosciuti da tempo remotissimo, nondimeno allo stato libero pare non sia stato ottenuto prima della fine del secolo diciassettesimo.

L'arsenico non si trova che nel regno inorganico. Si conosce allo stato nativo, combinato col solfo, e con alcuni metalli. Raramente occorre combinato coll'ossigeno, e cogli ossidi metallici allo stato di acido arsenioso o di arseniato. I solfuri di arsenico che trovansi in natura sono due: il *realgar* e l'*orpimento*. L'ultimo è molto più abbondante del primo, e si usa in pittura come materia colorante. I principali arseniuri nativi sono quelli di nichelio, di cobalto, di ferro, di bismuto, di antimonio e di argento.

Estrazione. — L'arsenico si estrae ordinariamente dall'acido arsenioso, che il commercio fornisce in abbondanza ed a basso prezzo. Que-

sto composto si ottiene come prodotto secondario nel trattamento dei minerali di nichelio e di cobalto. Per ispogliare questi metalli dalla gran quantità d'arsenico, cui sono combinati, si fa roventare il minerale in una corrente di aria atmosferica. L'arsenico per tal modo si ossida, si volatilizza, ed i vapori dell'acido arsenioso prodotto si rendono in alcune camere sovrapposte, ove si condensano.

Per ottenere l'arsenico, si può riscaldare in una storta un miscuglio di carbone ed acido arsenioso: l'arsenico ridotto si volatilizza e si condensa sotto la volta della storta, mentre il carbone si combina coll'ossigeno dell' acido arsenioso, per formare ossido di carbonio. Nondimeno l'arsenico così ottenuto è sempre mescolato ad una certa quantità di acido arsenioso, che si volatilizza prima di decomporsi, e sfugge all'azione riduttrice del carbone. Il miglior metodo per prepararlo è quello di Schèele, che passo a descrivere. Si fa un miscuglio intimo di una parte di acido arsenioso con tre di flusso nero, s'introduce il tutto in un crogiuolo, e sull'apertura di questo se ne luta un secondo. Riscaldando il crogiuolo inferiore, l' acido arsenioso si riduce, e l'arsenico ridotto si sublima nel crogiuolo superiore. In questo processo, come nel primo, la riduzione viene operata dal carbone; ma siccome l' acido arsenioso si combina con la potassa contenuta nel flusso nero, esso non può volatilizzarsi, se prima non è decomposto e ridotto allo stato elementare.

Proprietà. — L'arsenico è solido alla temperatura ordinaria, splendente nella frattura, di color grigio, d'apparenza metallica e fragilissimo; non ha odore nè sapore, ed è insolubile nell'acqua pura. Nondimeno l'acqua che tiene in soluzione dell'aria ne scioglie un poco trasformandolo prima in acido arsenioso. Cristallizza i romboedri, ed ha una densità di 5,755. L'arsenico comincia a sublimarsi alla temperatura di 180°; ad un maggior grado di calore si volatilizza compiutamente, ma senza fondersi. Il suo vapore ha un forte odore agliaceo, somigliantissimo a quello del fosforo; condensandosi produce delle masse compatte, metalliche ed irregolarmente cristallizzate. Quando si riscalda l' arsenico all'aria libera, ne assorbe l'ossigeno e si trasforma in acido arsenioso, che si volatilizza in vapori bianchi. Nell'ossigeno la combinazione è accompagnata da una vera combustione: l'arsenico arde con fiamma pallida traente all'azzurro, e produce anche in questo caso acido arsenioso. Secondo Guibourt, se si empie di arsenico una storta di porcellana, e poscia si riscalda a rosso per un certo tempo, dopo il raffreddamento si trova l'arsenico più rilucente e più compatto di prima, per modo che la sua densità giunge a 5,959. Allo stato elementare l' arsenico è innocuo all'economia animale; i suoi composti al contrario sono tutti velenosi, ed anche a piccole dosi cagionano la morte. All'articolo *Acido arsenioso* parleremo de' metodi usati per iscoprire la presenza dell'arsenico nei veneficii cagionati dalle combinazioni arsenicali.

ANTIMONIO

La miniera più abbondante di questo corpo è il solfuro; nondimeno si trova ancora, tanto allo stato libero, quanto combinato coll'ossigeno sotto forma di acido antimonioso.

Fino a questi ultimi tempi l'antimonio venne annoverato frai metalli, ai quali senza dubbio somiglia per moltissime proprietà; nondimeno vi è tale analogia tra' suoi composti e quelli dell'arsenico e del fosforo, che bisogna necessariamente situare questi tre corpi nello stesso gruppo. Aggiungasi a ciò che l'antimonio è ismorfo coll'arsenico, e che gli arseniati sono ismorfi coi fosfati, circostanza che stabilisce un altro ravvicinamento fra questi tre corpi semplici.

Estrazione. — Per ottenere l'antimonio, si prendono quattro parti di solfuro greggio, tre di tartaro, ed una e mezzo di nitrato di potassa. Ridotti in polvere finissima tutti questi ingredienti, si mescolano bene, ed a piccole porzioni per volta s'introducono in un crogiuolo rovente. Finita la deflagrazione, si lascia il crogiuolo sul fuoco, finchè le sostanze che vi si contengono siano compiutamente fuse, dopo di che si ritrae, e si lascia raffreddare. Rompendo il crogiuolo, si trova in fondo l'antimonio ridotto in una massa di forma globulare, che gli antichi Chimici chiamavano *regolo d'antimonio.*

Proprietà. — L'antimonio è solido, di color bianco traente all'azzurro, molto splendente, e fragile quanto l'arsenico. La sua tessitura è lamellosa e cristallina, quando non è del tutto puro, come suol essere quello del commercio; al contrario è granellosa quando è stato depurato dai metalli estranei. Cristallizza come l'arsenico, in romboedri che si avvicinano al cubo, ed ha una densità di 6,715. L'antimonio si fonde alla temperatura di 425°, e solidificandosi cristallizza. Fortemente arroventato in vasi chiusi, non si evapora che in piccolissima quantità; ma se in tale stato vi si fa passar sopra una corrente gassosa, si volatilizza più facilmente, e può con tal mezzo venir distillato.

L'ossigeno e l'aria non vi hanno azione a freddo, ma col riscaldamento l'ossidano. Perciò riscaldando all'aria libera dell'antimonio finchè sia fuso, si veggono sollevarsi in abbondanza dei vapori bianchi composti di acido antimonioso. L'ossigeno agisce con maggiore energia; però se in una boccia piena di questo gas s'introduce un pezzetto d'antimonio riscaldato alla temperatura del rosso scuro, si manifesta una vera combustione, e tutto l'antimonio resta convertito in acido antimonioso, se l'ossigeno impiegato è in quantità sufficiente.

4.° GRUPPO

I metalloidi di questo gruppo sono il carbonio, il boro ed il silicio, i cui caratteri non sono così pronunziati come quelli de' gruppi precedenti. Sono tutti infusibili e fissi alle temperature più alte che si

possono ottenere coi mezzi ordinarii. Riscaldati in contatto dell'aria, bruciano trasformandosi ne'rispettivi acidi carbonico, borico, silicico; riscaldati in vasi chiusi, diventano più densi ed assai meno combustibili di prima.

CARBONIO

I Chimici chiamano carbonio il corpo semplice metalloide che forma la parte più abbondante del carbone ordinario.

Nel regno organico questa sostanza è l'elemento più essenziale dell'organismo vegetabile ed animale. Nel regno inorganico si trova combinato coll'ossigeno nell'acido carbonico, coll'ossigeno e cogli ossidi metallici ne' carbonati. Fra questi ultimi il carbonato di calce è abbondantissimo, e costituisce una gran parte della crosta solida della terra.

Allo stato di somma purezza il carbonio si trova nel diamante, la più pregiata tra le pietre preziose. Combinato a quantità variabili di sostanze terree e di principii organici non del tutto decomposti, forma quegl' immensi depositi carboniferi, che quasi in tutte le regioni del globo si rinvengono sepolti nelle viscere della terra, e si cavano pei bisogni dell'industria. Le principali specie di carbone nativo vanno distinte dai Mineraloghi e dai Geologi coi nomi di grafite, diamante, antracite, litantrace, lignite e torba.

I carboni artificiali si ottengono decomponendo il legno od altre sostanze organiche per mezzo del calore: l'ossigeno, l'idrogeno, l'azoto ed il carbonio combinati insieme in proporzioni diverse, costituiscono l'immensa famiglia delle piante e degli animali che popolano la superficie della terra. È carattere essenziale delle sostanze che fanno parte dei loro organi il decomporsi coll'azione del calore, producendo delle materie volatili e lasciando un residuo fisso di color nero formato principalmente di carbonio, che comunemente si chiama *carbone*. Si profitta appunto di tale proprietà per fabbricare diverse specie di carbone artificiale, che si destinano alla combustione e a diversi altri usi.

Tutte le sostanze organiche, che si hanno ad un prezzo abbastanza moderato, si possono impiegare per farne carbone. Sono più comunemente adoperati il legno, la torba, il litantrace e le materie animali, come a modo d'esempio, sangue, peli, unghie, corna, ossa, e cose simili. Ora tra queste diverse specie di carbone s'incontrano tante e tali differenze, che spesso l'una diversifica dall' altra più di quello che due corpi semplici non diversificano fra di essi. Lo stato di aggregazione, l'associazione de' corpi estranei in quantità più o meno grande, e più d'ogni altra cosa l'allotropia sono le cagioni di siffatte differenze. Non potendo perciò farne la storia in un modo generale, saremo costretti a descrivere ciascuna specie, sia naturale, sia artificiale, indicandone la provenienza, i caratteri distintivi e gli usi principali.

Paragonando insieme i caratteri di tutte le ridette specie di carbo-

ne, si possono ridurre a tre principali modificazioni, che costituiscono altrettanti stati allotropici diversi:

1. Trasparente, durissimo, ordinariamente senza colore, cristallizzato in forme del sistema cubico: *Diamante.*

2. Opaco, tenero, di color grigio e d'apparenza metallica, pochissimo combustibile; talvolta cristallizzato in forme appartenenti al sistema del prisma esagono; più spesso amorfo: *Grafite.*

3. Opaco, fragile, nero, combustibile; non ancora ottenuto in forme regolari.

L'antracite, il litantrace, la lignite, il carbone di legno non sono che varietà di quest'ultima modificazione, e le differenze che presentano derivano dai corpi estranei che vi sono mescolati.

Diamante. — I diamanti non si trovano che in due sole regioni della terra, lontanissime l'una dall'altra, cioè nelle Indie Orientali e nel Brasile. Ivi occorrono disseminati in una specie di sabbia selciosa, la quale fa parte di certi terreni di trasporto. Per lungo tempo s'ignorò la giacitura naturale de' diamanti; ma pochi anni fa ne sono stati trovati al Brasile in una specie di roccia, detta da Geologi *Itacolumite.*

I diamanti sono ordinariamente cristallizzati in ottaedri regolari, in ottaedri piramidati, e talvolta ancora in rombododecaedri, le cui facce sono ordinariamente convesse. Per lo più s'incontrano coperti di una crosta opaca, dalla quale spogliati, si mostrano trasparenti e vetrosi. Per l'ordinario non hanno colore, ma talvolta sono giallastri, azzurri, rosei, o di color bruno. Il diamante è il più duro de' corpi conosciuti, tanto che incide facilmente tutte le altre sostanze, e per questa ragione si adopera per tagliare il vetro. I diamanti naturali convengono a quest'uso meglio assai di quelli faccettati artifizialmente. Si credeva altra volta che tale differenza dipendesse dall'essere più duri alla superficie che nell'interno; ma Wollaston dimostrò doversi attribuire all'essere gli spigoli de' diamanti naturali delle linee curve, mentre quelli dei diamanti faccettati sono delle linee rette.

La trasparenza del diamante supera quella del migliore cristallo; oltre a ciò rifrange con molta forza la luce, ed ha una specie di lustro, che sta tra quello de' metalli e de' corpi grassi. A queste proprietà riunite deve il diamante lo splendore di cui è dotato, e le altre proprietà ottiche che ne fanno sì bello l'aspetto. Moltiplicando artifizialmente il numero delle sue faccette naturali, se ne accresce la bellezza e per conseguenza il valore. I diamanti faccettati si chiamano comunemente *brillanti,* e si lavorano con la polvere de'diamanti di qualità inferiore. Alcuni diamanti son così duri, che resistono al taglio, e non si possono in modo alcuno lavorare. Questi si adoperano per ottenere la polvere con cui si lavorano gli altri diamanti, e son conosciuti col nome di *diamanti di natura.*

Il diamante, purchè garentito dal contatto dell'aria, resiste senza volatilizzarsi e senza fondersi alle più alte temperature che si possono ottenere coi mezzi ordinarii. Jacquelain peraltro afferma, che avendo sottoposto un diamante all'azione di un' altissima temperatura ottenuta

per mezzo di una pila di 100 coppie di Bunsen, esso si rammollì, si trasformò in *coke*, divenne buon conduttore dell'elettricità, e la sua densità, che era di 3,336 si ridusse a 2,6778. Bisogna peraltro osservare che Gassiot, il quale ha ripetuto la stessa esperienza, ha ottenuto de'risultati alquanto diversi. Il diamante fortemente arroventato in contatto dell'aria, o anche meglio dell'ossigeno, si consuma lentamente, trasformandosi in acido carbonico (1).

Grafite. — S'incontra stratificata ne'terreni cristallini e metamorfici, ed in particolar modo nel granito, nel micascisto e nel calcare granelloso. Nella fabbricazione del ferro col metodo de' forni fusorii, il carbone che si trova in contatto colla ghisa fusa, vi si discioglie, e col raffreddamento cristallizza in larghe lamine allo stato di grafite. Per tal ragione, quando si tratta la ghisa coll'acido idroclorico, restano indisciolte delle lamelle cristalline di questa sostanza. Despretz è giunto in questi ultimi tempi a trasformare il carbone ordinario in grafite, esponendolo all'azione di un'altissima temperatura ottenuta per mezzo di una poderosissima corrente elettrica. Il carbone in tal caso prova una specie di fusione pastosa, e possiede dopo l'esperienza tutti i caratteri della grafite naturale.

La grafite è tenera, untuosa al tatto, di color grigio di piombo, quindi il nome di *piombaggine*, col quale è ancora conosciuta. La sua densità varia fra 2,08 e 2,45. La grafite tinge facilmente le dita ed ogni oggetto con cui viene toccata; però stropicciata sulla carta, vi lascia una traccia metallica di color grigio, e per questa ragione viene adoperata alla fabbricazione dei lapis ordinarii. Facendo arroventare della grafite nel gas ossigeno, essa brucia trasformando questo gas in acido carbonico, e lascia un residuo di cenere ferruginosa. Quest'ultimo fatto la fece riguardare per lungo tempo siccome un carburo di ferro, sebbene sin dal 1770 Schéele avesse dimostrato che trattando la grafite con acido idroclorico, si può spogliare da tutto il ferro che contiene, senza alterarne le proprietà. Finalmente Karsten fece vedere che vi sono delle grafiti che lasciano appena qualche vestigio di ferro dopo la loro combustione, e delle altre che non ne contengono la più piccola traccia, fra le quali si può citare quella di Barreros nel Brasile.

Antracite. — Comincia a mostrarsi ne'terreni intermediarii, e continua in quelli di più recente formazione. Talvolta forma vene o strati in mezzo al litantrace, e pare prodotta dall'azione del fuoco o di altre cagioni che operarono su quest'ultima sostanza (2).

(1) Averani e Targioni, membri della celebre Accademia del Cimento, fecero per ordine di Cosimo III i primi tentativi sulla combustibilità del diamante. Un diamante situato al foco di una lente di grandi dimensioni, disparve senza lasciar veruna traccia di residuo. Questi sperimenti eseguiti in Firenze nel 1694 e 1695, furono ripetuti in altri paesi ed in diversi tempi, sempre con lo stesso successo. Finalmente nel 1814 Davy, servendosi della stessa lente che era stata impiegata da'primi Sperimentatori, e che si conserva tuttora nel Museo di Firenze, avendo bruciato de' diamanti in un volume limitato di gas ossigeno, ottenne un volume di acido carbonico eguale a quello dell'ossigeno impiegato, e stabilì per tal modo che il diamante è formato di solo carbonio.

(2) Presso il monte Meissner si trova un' antracite, detta *carbone in bastoni* dalla confi-

L'antracite è nera, opaca, dotata di splendore quasi metallico, friabile, e somigliantissima al litantrace: ne differisce perchè non si fonde col riscaldamento, bruciando, non produce nè fiamma, nè fumo, e dopo la combustione lascia pochissima cenere. Questo carbone, non contenendo sostanze bituminose, ed avendo una forte densità, non si accende se non accumulato in grandi masse, e però raramente viene adoperato come combustibile.

Litantrace — Si conosce ancora coi nomi di *carbon fossile* e di *carbone minerale*. Fra' combustibili fossili questo è il più abbondante, e nel tempo stesso il più utile. Nell'attuale condizione dell'Europa, in cui il combustibile vegetabile è così raro, il litantrace è divenuto una sostanza sopra ogni altra preziosa, ed una sorgente di ricchezza pei popoli che ne posseggono abbondanti miniere. La prosperità e la potenza della Nazione Inglese sono in gran parte dovute alla enorme quantità di litantrace che danno annualmente le sue miniere (1).

Il litantrace fa parte de' terreni secondarii, e propriamente di quelli, che dal contenere dei depositi di carbone, si domandano *terreni carboniferi*, o più propriamente *terreni litantraciferi* (*terrains houillers* dei Francesi). Questi si compongono di strati alternanti di grès, di argilla scistosa e di calcare. I numerosi residui di fusti, foglie ed altre parti di piante, che accompagnano il litantrace, e che si rinvengono ne' terreni circostanti, provano in modo evidentissimo che questo combustibile deriva da avanzi vegetabili accumulati, e decomposti per cagioni non ben conosciute. Non pertanto le opinioni de' Geologi sono divise circa il modo con cui quest'immensi depositi vennero prodotti. Taluni, osservando al microscopio l'organizzazione del litantrace, han creduto riscontrarvi delle analogie evidenti con quella delle piante che vegetano nelle torbiere. Quindi ne hanno inferito, che questi depositi si formarono al modo stesso della torba nelle torbiere attuali. Altri, presa in considerazione la regolarità meravigliosa degli strati alternanti con altre materie di sedimento, ed i fossili marini che vi sono disseminati, avvisano essersi prodotti per la deposizione successiva di avanzi vegetabili tenuti in sospensione dalle acque del mare.

Il litantrace è nero, lucido, fragile e per lo più fusibile. Si presenta in pezzi di struttura scistosa e di forma indeterminata. La sua frattura è concoide, ineguale e lamellosa. Si riduce facilmente in polvere nera o di color bruno intenso. La sua densità varia fra 1,16 e 1,60. Distillato in vasi chiusi, produce delle sostanze gassose, un liquido aqueo, ed una specie di catrame liquido, nero e di odore empireumatico, che i Francesi chiamano *goudron*. I gas sono composti di acido

gurazione de' suoi pezzi. Questo combustibile risulta da un litantrace, il quale trovandosi in vicinanza d'una roccia basaltica, subì una vera distillazione ignea per il calore sviluppato da quella, quando avvenne il suo sollevamento, sicchè restò trasformato in una specie di *coke* naturale.

(1) Nel 1850 la quantità di carbon fossile estratta dalle miniere dell'Inghilterra è stata 34 750 000 tonnellate, che al prezzo di 5 scellini e 7 p. a cui si vende nel luogo stesso dell'estrazione, rappresenta un valore di 9 701 050 Lire sterline.

carbonico, ossido di carbonio, idrogeni carbonati, idrogeno libero, e azoto in piccola quantità. Il liquido aqueo tiene in soluzione del carbonato, e spesse volte del solfato e dell'idroclorato di ammoniaca. Nella storta si trova un residuo di carbone, che chiamasi *coke*. Riscaldato all'aria libera si accende facilmente, brucia con fiamma fuligginosa accompagnata da fumo nero, e da odor bituminoso caratteristico. La fiamma dura per un certo tempo ed in fine si spegne, lasciando del *coke* rovente, il quale continua ad ardere ed a consumarsi, lasciando in ultimo una cenere scoriacea, la cui quantità varia dal 3 al 15, e talvolta arriva sino al 20 per 100.

Non tutte le varietà di litantrace presentano gli stessi fenomeni durante la loro combustione; per la qual cosa se ne distinguono diverse specie, e tal distinzione è di grande utilità nella pratica, essendo ciascuna destinata ad usi speciali, a cui le altre non potrebbero egualmente convenire. Si noverano tre di queste specie principali, e sono le seguenti:

1° *Litantrace grasso*. — È combustibilissimo, arde con fiamma lunga, bianca e fuligginosa; nel tempo stesso si fonde agglutinandosi in massa pastosa, e lascia un *coke* rigonfiato. Contiene gran quantità di principii bituminosi, ed abbonda soprattutto nelle contrade scistose. Questa specie di carbone è eccellente pei lavori di fucina e per l'estrazione del gas dell' illuminazione; ma è di un uso incomodo nell' economia domestica, ed esige una sorveglianza continua, perchè i pezzi, fondendosi ed agglutinandosi insieme, intercettano il passaggio dell'aria, per cui è mestieri di tempo in tempo infrangerli per ravvivare la combustione.

2° *Litantrace secco o magro*.—È assai meno combustibile del precedente, contenendo poco bitume, sicchè si accende difficilmente. Brucia con fiamma azzurrognola, che tramanda un fumo fetido e solforoso, dovuto alla gran quantità di pirite che racchiude, ma senza fondersi e senza gonfiarsi. Si trova in abbondanza nei paesi calcarei. Arde benissimo sulla graticola, perchè non essendo soggetto a fondersi, l'aria vi passa liberamente; quindi si adopera con vantaggio per riscaldare le abitazioni, per cuocere calce, gesso, mattoni, per la riduzione e la fusione del ferro e di altri metalli.

3° *Litantrace compatto*. — Questa qualità di litantrace è molto più rara delle due precedenti. È combustibilissimo, e senza fondersi prende fuoco alla fiamma di una candela, dividendosi in sottilissime sfoglie; brucia con fiamma lunga e risplendente, per cui ha ricevuto dagl'Inglesi il nome di *candle-coal*. Sottomesso alla distillazione, produce grandissima quantità di gas, e si consuma pressochè tutto per fabbricare il gas dell'illuminazione. Inoltre, essendo abbastanza duro da lasciarsi lavorare al tornio, e capace di acquistare un bel pulimento, se ne fanno vasi, calamai, tabacchiere, ed oggetti di ornamento.

I litantraci contengono delle quantità variabili di sostanze minerali, ordinariamente della stessa natura di quelle che circondano il carbone. Le più comuni sono l'argilla, il carbonato di calce, il carbonato di fer-

ro e la pirite. Quest'ultima sostanza, quando si trova in gran quantità, è cagione di gravi inconvenienti. Primieramente per l'azione dell'aria e dell'umidità, convertendosi in solfato di ferro, si riscalda, e spesso a tal segno, che il carbone si accende. In secondo luogo il solfato di ferro prodotto si effiorisce, dimodochè il carbone stesso si screpola, dividendosi in un'infinità di piccoli frammenti. Finalmente producendo dell'acido solforoso colla sua combustione, attacca con facilità il fondo delle caldaie e gli apparecchi metallici, i quali in poco tempo restano corrosi a segno che non possono più servire.

La massa principale del litantrace è insolubile in tutti i mestrui, e si compone di carbonio. Accidentalmente vi si trovano incorporate delle sostanze minerali, e dei corpi bituminosi, che per la loro natura si avvicinano alle resine. A questi ultimi il litantrace grasso deve la proprietà di fondersi per l'azione del calore, lasciando un *coke* scoriaceo per residuo; difatti privato di queste sostanze bituminose per mezzo dell'etere, ovvero dell'alcole forte, perde del tutto la fusibilità di cui era dotato, e bruciando non produce nè fiamma nè fumo.

Lignite. — La lignite che, come il litantrace, deriva dall'alterazione spontanea di sostanze vegetabili, è di origine più moderna, e si trova ne'terreni terziarii. Questo combustibile costituisce il primo grado di alterazione del legno, dal quale spesso non differisce che per avere un colore più cupo. Alcune varietà, quelle soprattutto che sono conosciute col nome di *legno fossile*, conservano l'aspetto, la struttura, e perfino il colore del legno ordinario. Altre dimostrano un'alterazione più profonda, hanno un color bruno o nero, una spezzatura ineguale e spesso concoide; sono lucide, compatte, capaci di pulimento, e si conoscono più particolarmente coi nomi di *gagate* e di *giaietto*. Con queste si lavorano collane, pendenti, croci ed altri oggetti; esse somigliano piuttosto ai litantraci. Infine fra le ligniti si osservano tutti i gradi dell'alterazione progressiva, per cui dal legno si passa al litantrace più perfetto.

La lignite brucia facilmente, senza fondersi, producendo una fiamma lunga, ma poco riscaldante, e tramanda un fumo di odore disgustoso e caratteristico; il carbone che lascia somiglia alla brace, e la cenere è analoga a quella del legno. Distillata in vasi chiusi, dà origine agli stessi prodotti che provengono dalla distillazione del legno, cioè gas infiammabili, un'acqua acida e degli olii empireumatici. Il carbone che resta è tenero e simile a quello che si ottiene colla distillazione del legno; nondimeno certe varietà che si accostano al litantrace danno prodotti ammoniacali alla distillazione, e lasciano un carbone agglutinato di aspetto metallico. La composizione delle ligniti somiglia moltissimo a quella del legno: solo ne differisce perchè il carbonio vi è contenuto in maggior proporzione rispetto all'ossigeno ed all'idrogeno. La lignite contiene per l'ordinario certe materie brune di natura organica, probabilmente identiche con quelle non ben definite, che si trovano spesso ne' libri di Chimica confuse insieme coi nomi di *acido ulmico*, *ulmina*, *geina*, ec., perciò colora in bruno le soluzioni alcaline; ma la presenza di questi corpi non è costante. Nelle ligniti s'incontrano eziandio

altre sostanze organiche particolari, prodotti anch'esse di alterazione. Le più notevoli sono il *succino*, la *retinite*, la *mellite*, il *sego di montagna*, la *Branchite* (1). Come combustibile, il suo uso è limitato a quelle operazioni che non richiedono una temperatura molto elevata.

Torba. — Questo combustibile risulta anch'esso dalla decomposizione di materie vegetabili, ma differisce moltissimo dai precedenti per la natura delle sostanze organiche da cui deriva, per le condizioni in cui si opera la decomposizione di esse, e per le sue proprietà. La torba si forma ne' depositi di acqua stagnante per l'accumulazione successiva delle piante che vegetano ne'luoghi paludosi. Queste in ciascuna stagione, finito il periodo della loro vegetazione, cadono in fondo alle acque palustri, ed ivi marciscono sviluppando delle sostanze gassose composte in massima parte d'un idrogeno carbonato $= C^2H^4$, conosciuto per tal ragione col nome di *gas delle paludi*.

La torba risulta da residui di piante erbacee più o meno decomposte, la cui struttura è così ben conservata, che spesso si possono determinare le famiglie a cui appartennero. Il suo colore varia moltissimo: talvolta è verde, più spesso è bruno; arde facilmente, talvolta con fiamma, tal altra senza, e tramanda un odore analogo a quello dell'erbe secche, il quale spesse volte è infetto, e incomoda la respirazione. La cenere che lascia è abbondante e di raro inferiore a 10 per 100: spesso arriva a 20. Essa si compone non solo delle sostanze minerali naturalmente contenute nelle piante da cui venne prodotta, ma ancora de' corpi terrosi sospesi nell'acqua, che si depositarono colle piante aquatiche. Distillata, fornisce gli stessi prodotti che il legno. La torba contiene ordinariamente gran quantità di una sostanza organica analoga all'acido ulmico, che si può estrarre facilmente per mezzo d'una soluzione di potassa. La temperatura che si può ottenere con questo combustibile non è molto elevata, perchè le sostanze terrose che vi sono contenute in gran quantità rendono la sua combustione lenta e difficile (2).

Carbone di legno. — È quello frai carboni artificiali di cui si fa maggior consumo nelle arti, e soprattutto nell'economia domestica. La carbonizzazione del legno è un'operazione conosciuta da tempo antichissimo, mentre è minutamente descritta da Teofrasto, che visse 300 anni circa avanti l'Era cristiana; il metodo che si segue oggigiorno non dif-

(1) Nome dato dal Prof. Paolo Savi ad un corpo molto singolare, da lui trovato nella lignite di Monte-Vaso, in onore del Prof. Branchi, che fece un accurato esame delle sue proprietà.

(2) Come varietà di torba è impropriamente tenuto un combustibile fossile lamelloso, che si trova immediatamente sottoposto alla terra vegetabile presso Melilli in Sicilia. I Mineraloghi lo chiamano *dissodile*, e gli abitanti del luogo *merda di diavolo*, a cagione dell'odore insopportabile che tramanda nella sua combustione.

Il dissodile è stato ancora trovato in altre parti d'Europa. Secondo le osservazioni di Ehremberg questa sostanza è una massa di gusci selciosi d'infusorii, penetrata da una resina fossile. Delesse vi ha trovato:

Materie bituminose volatili e acqua			49,1
Carbone			5,5
Residuo	Perossido di ferro	11,0	45,4
	Silice solubile	17,4	
	Argilla	17,0	

ferisce dall'antico, e si pratica in grande in mezzo ai boschi. I legni che si preferiscono per fare il carbone sono quelli di quercia, di faggio e di castagno: la pratica ha dimostrato migliori quelli recisi da un anno. Per farne carbone, si tagliano della lunghezza della gamba di un uomo di media statura, e se ne fanno de'roghi in forma di cono troncato, nel centro de' quali si lascia uno spazio per appiccarvi fuoco (*fig.* 17). Si coprono tali roghi con zolle di terra e con foglie, lasciandovi soltanto poche aperture alla base, per dar passaggio alla corrente d'aria, che deve alimentare la combustione. Così apparecchiati, vi si dà fuoco, e quando tutta la massa del legno è bene accesa, si chiudono accuratamente con erba fresca e con terra, sì l'apertura del centro, che le altre praticate alla base del rogo, di modo che si continua una combustione lenta in mezzo alla massa per un tempo più o meno lungo, a seconda delle dimensioni del rogo. Finalmente la combustione non essendo alimentata dall'aria, finisce da sè stessa dopo un certo tempo, ed il carbone a poco a poco si estingue.

In questa operazione, che per sè stessa è semplicissima, tutta l'accortezza consiste nel ben proporzionare la corrente d'aria che deve alimentare la combustione. Se l'aria non affluisce in quantità sufficiente, la combustione è necessariamente incompiuta, ed il carbone ottenuto tramanda fumo e cattivo odore quando viene acceso. Al contrario se si praticano troppo grandi le aperture, in guisa che l'aria vi accorra in quantità maggiore del bisognevole, si perde inutilmente una certa quantità di carbone, il quale combinandosi coll'ossigeno dell'aria, si trasforma in sostanze gassose, che si disperdono nell'atmosfera.

Il legno prosciugato all'aria contiene, termine medio:

Carbonio	38,5
Idrogeno	04,0
Ossigeno	31,5
Cenere	01,0
Acqua igrometrica. . .	25,0.

Quindi è chiaro che se nell'operazione dell'incarbonimento fosse possibile di evitare ogni perdita, 100 parti di legno darebbero da 28 a 30 di carbone, comprese le ceneri; intanto coi processi ordinarii non se ne ottiene mai al di là di 19 a 20. Questa enorme perdita in parte è accidentale, e dipende dalla impossibilità di regolare la corrente d'aria in modo, che una certa quantità di carbone non sia consumata dall'ossigeno eccedente. In parte è necessaria, perchè è d'uopo che una porzione di carbone si consumi per produrre colla sua combustione il calore necessario all'incarbonimento del resto (1).

(1) Peclet, presi per dati la composizione del legno tagliato da un anno, e la dispersione del calorico cagionata dai gas che si sviluppano durante l'incarbonimento, ha trovato che la massima quantità di carbone che si può ritrarre dal legno è di 30 per 100 in teorica; ma siccome oltre a ciò vi sono delle perdite inevitabili, crede che nella fabbricazione in grande non si possa oltrepassare il 25 per 100.

L' ingegnere Lebon fu quello che per la prima volta consigliò di carbonizzare il legno in vasi chiusi. Il suo metodo poscia ricevè importanti miglioramenti, soprattutto dai fratelli Mollerat, e oggigiorno è seguitato in molti paesi d' Europa. Oltre il carbone, si ottengono con questo processo altri prodotti, che compensano porzione delle spese. Il legno viene riscaldato in alcuni vasi cilindrici di ferraccio, o di lamiera di ferro ermeticamente chiusi, e comunicanti per mezzo di un tubo con certe botti di legno, che fanno l'ufficio di apparecchi refrigeranti. Il carbone resta nei cilindri, nei refrigeranti si trova del catrame ed una specie di aceto, che si conosce in commercio col nome di *acido pirolegnoso*. Si ammette nelle fabbriche, che 100 parti di legno producono colla distillazione da 23 a 27 di carbone; 18 a 20 di acido pirolegnoso diluito e 15 di catrame; il resto si compone di gas infiammabili. Questi ultimi non sono perduti, ma condotti sotto la graticola del fornello per mezzo d'un tubo, ed ivi bruciati, producono una fiamma, la quale serve a riscaldare altro legno e a trasformarlo parimente in carbone. Il carbone ottenuto dalla distillazione del legno in vasi chiusi è più leggiero e più combustibile del carbone ordinario, e però s'impiega specialmente per la fabbricazione della polvere da sparo. In questi ultimi tempi per carbonizzare il legno in vasi chiusi, si è raccomandato l'uso del vapore, e già questo metodo ha dato eccellenti risultati. Il vapore prodotto per mezzo di una caldaia è condotto in un serpentino di ferro fortemente arroventato, ove acquista la temperatura necessaria. Un apparecchio di questa natura messo in attività a Esquerdes è rappresentato dalla *fig. 18*. Esso si compone di due cilindri di lamiera concentrici H e K, di cui l' interno K si carica del legno che dev'essere carbonizzato. Il cilindro esterno H serve d'inviluppo al primo; al di sotto trovasi un serpentino di ferro contorto a spira, di cui un'estremità comunica colla caldaia a vapore, l' altra col cilindro esterno H. Un fornello A serve a riscaldare il serpentino al grado conveniente. Un disco di ferro I chiude il cilindro H, e due sportelli di ferraccio F chiudono l'apparecchio ed impediscono che si raffreddi per il contatto dell'aria esterna. Finalmente un tubo di rame L conficcato nel fondo del cilindro K serve a dar esito al vapore ed ai prodotti della distillazione. Si comincia dall'accendere il fornello, e quando il serpentino è bene arroventato, si apre la chiave che dà l' ingresso al vapore; questo passa nel serpentino, ne acquista la temperatura, ed in tale stato penetra nello spazio interposto fra'due cilindri H e K. Di là passa nel cilindro interno K per l'apertura anteriore di quest'ultimo, viene in contatto del legno, e lo carbonizza.

Il carbone di legno è nero, fragile, senza odore e sapore, insolubile in tutti i mestrui, infusibile, e fisso ad ogni temperatura. In questa specie di carbone si osservano la forma e l'organizzazione del legno donde proviene. Preparato alla maniera ordinaria non conduce il calorico; ma quando è stato fortemente calcinato, diviene più denso, meno combustibile, e buon conduttore. Riscaldato all'aria libera fino a 240° circa, si accende e brucia, trasformando in acido carbonico l'ossigeno dell'aria.

Il grado di calore che si produce per la combinazione del carbonio coll' ossigeno è così grande da accendere un' altra porzione di carbone; perciò la combustione, una volta cominciata, continua da sè stessa, e tutto il carbone si consuma, lasciando in ultimo poche vestigia di sostanze minerali, che provengono da'sali naturalmente contenuti nel legno. Il calore che si ottiene dalla combustione del carbone basta, secondo Despretz, a scaldare da 0° a 100° 78,15 volte il suo peso di acqua, ovvero a fondere 105 parti di ghiaccio alla temperatura di 0°.

Alla temperatura atmosferica il carbone non si combina con nessun corpo conosciuto. Al calor rosso o bianco decompone tutti i composti ossigenati, formando coll'ossigeno dell'acido carbonico, ovvero dell'ossido di carbonio. Per tal motivo riduce gli ossidi allo stato metallico, e ne'lavori metallurgici si adopera per ripristinare i metalli ordinarii. L'acqua allo stato di vapore si decompone, passando sui carboni ardenti, e produce un miscuglio gassoso formato di acido carbonico, ossido di carbonio, idrogeno carbonato e idrogeno libero. Le proporzioni relative dei gas anzidetti variano a seconda della temperatura a cui si fa l'esperienza.

La proprietà di assorbire e condensare i gas, comune a tutti i corpi porosi, si trova nel carbone in grado straordinario. Questo potere assorbente, la cui scoperta si deve a Fontana, non è osservabile nel carbone comune, il quale essendo restato per certo tempo esposto all'aria, si trova già saturo di gas. Ma se si spegne un pezzo di carbone ardente sotto il mercurio bene asciutto, in modo che non possa assorbire nè aria nè umidità, in tal caso introducendone in tubi pieni di diversi gas sul mercurio, si noterà nel volume gassoso una rapida diminuzione, ma differente secondo la natura de'gas. Saussure trovò che il carbone di bosso recentemente calcinato assorbe di diversi gas i volumi infrascritti, preso per unità il volume del carbone:

Ammoniaca. . . .	90,00 (1)	Biossido d'azoto. .	38,00
Acido idroclorico.	85,00	Acido carbonico. .	9,40
Acido solforoso. .	65,00	Ossigeno.	9,30
Idrogeno solforato.	53,00	Azoto.	7,50
Protossido d'azoto.	40,00	Idrogeno.	1,75.

Ciò spiega il rapido aumento di peso che prova il carbone, quando viene esposto all'aria, soprattutto se questa è satura di umidità. Tale aumento a capo di alcuni giorni può arrivare sino a 13 ed anche a 18 per 100. Alla temperatura di 100° o di 150° tutto il gas assorbito dal carbone si sviluppa. Del resto, date le altre circostanze eguali, l'assorbimento cresce colla pressione e diminuisce coll' innalzamento di tempe-

(1) Il marchese Ridolfi osservò che il carbone di cerro, assorbito il gas ammoniaco, lo restituisce a capo di qualche giorno cangiato in tutt'altro gas, per la semplice esposizione alla luce diffusa ed alla temperatura dell'ambiente. Secondo l'autore, questo fenomeno non sempre si manifesta, e non sono peranche conosciute le condizioni che si richiedono a produrlo. Saussure avea già fatto un'osservazione analoga sul biossido d'azoto.

ratura, e viceversa. La condensazione de'gas ne'pori del carbone è accompagnata da sviluppo di calore; per questa ragione quando è di fresco preparato, spesso si accende spontaneamente, soprattutto se trovasi ammucchiato in grandi masse.

A questa stessa proprietà di assorbire le sostanze gassose il carbone ne deve un'altra, che lo rende applicabile ad usi molto importanti nell'economia domestica. Le esalazioni putride che accompagnano la decomposizione spontanea delle materie animali, e gli odori di natura organica si combinano al carbone con una prontezza meravigliosa. Per conseguenza se si mettono de'pezzi di carbone in un'acqua corrotta ed infetta, ovvero in un'acqua aromatica, dopo alcuni momenti si ottengono de'liquidi privi affatto di odore. Il carbone non solo è un corpo disinfettante, ma eziandio antisettico, cioè a dire atto a preservare le sostanze animali dalla putrefazione. Perciò si può conservare la carne fresca ed inalterata per lo spazio di più mesi, circondandola di un grosso strato di polvere di carbone.

Il carbone si combina ancora con certe materie coloranti di natura organica, togliendole ai liquidi in cui sono disciolte. Così p. e. se si tratta con polvere di carbone del vino rosso, della tintura di cocciniglia o di laccamuffa, una soluzione d'indaco ec., filtrando il miscuglio dopo pochi minuti, si ottiene un liquido scolorito come l'acqua. Alcune materie coloranti precipitate dal carbone si possono nuovamente separare da questo; così se dopo di avere compiutamente scolorato una tintura acquosa di fernambucco, si tratta il carbone adoperato con una debole soluzione di potassa, la materia colorante combinata col carbone si discioglierà nel liquido alcalino. La proprietà in esame s'incontra in molte specie di carbone artificiale, ma non in tutte allo stesso grado. Quello ottenuto dalla decomposizione delle sostanze animali in particolari condizioni, che appresso verranno indicate, possiede una forza decolorante di gran lunga superiore a quella del carbone vegetabile.

Graham ha dimostrato che certe sostanze di natura inorganica vengono egualmente separate dalle loro soluzioni per mezzo del carbone. L'iodo disciolto nell'ioduro di potassio, la calce disciolta nell'acqua, il nitrato di piombo, e molti altri sali metallici restano compiutamente precipitati. Secondo Chevallier, il carbone animale decompone l'acetato e l'azotato di piombo, combinandosi coll'ossido metallico, e mettendo in libertà nel primo caso l'acido acetico, nel secondo l'acido azotico.

Il carbone di legno, oltre il carbonio, che ne forma la massa principale, contiene della cenere, la cui quantità è ordinariamente di 3 o 4 per 100. In quello ottenuto in grande si trovano inoltre delle materie volatili, le quali non si sviluppano del tutto alla temperatura del calor rosso, quindi la fiamma pallida con cui suol bruciare il carbone non bene acceso. Infine per quanto fortemente sia stato arroventato, ritiene sempre qualche vestigio d'idrogeno, d'ossigeno, e probabilmente ancora di azoto; ond'è che bruciando, oltre l'acido carbonico, produce sempre un po'di acqua, che deriva dall'ossidazione dell'idrogeno.

Nero di fumo. — Il nero di fumo è una varietà di carbone vegetabile, che si ottiene condensando i prodotti dell'incompiuta combustione delle resine, de'grassi, del catrame ec. Queste sostanze tramandano bruciando un fumo nero formato di carbone molto diviso, il quale ricevuto in alcune stanze di mattoni, ovvero in grandi sacchi, si deposita in polvere finissima e leggiera, che dal metodo con cui viene preparata, ha ricevuto il nome di *nero di fumo.*

Il nero di fumo che si prepara nel commercio è più impuro del carbone di legno. Il carbonio non vi è contenuto in proporzione maggiore dell'80 per cento: il resto è formato di materie resinose non del tutto decomposte, e di sostanze saline trascinate meccanicamente durante la combustione. Calcinandolo in vasi chiusi, si libera dai corpi volatili, ed in tale stato si adopera per fare l'inchiostro litografico. Raccogliendo colle debite precauzioni il nero di fumo prodotto dalla fiamma d'un lume ad olio, si ottiene il carbone più puro che è dato di preparare colla decomposizione delle sostanze organiche; e se si fa fortemente arroventare in un crogiuolo chiuso, e poscia si riscalda in un tubo di porcellana, a traverso il quale si faccia passare del cloro, finchè non si formi più acido idroclorico, si otterrà un carbone privo affatto d'idrogeno, e che per la sua purezza è comparabile al diamante, sebbene pe'suoi caratteri fisici non differisca dal carbone ordinario. Ciò fa vedere, che le differenze che si osservano fra il diamante ed il carbone comune non dipendono tanto dalla presenza o dall'assenza dei corpi estranei, quanto dal diverso stato allotropico in cui trovasi il carbonio nelle due sostanze. Il nero di fumo è adoperato in pittura come materia colorante, serve alla preparazione dell'inchiostro da stampa, e mescolato all'argilla, se ne fanno le matite nere.

Carbone metallico. — Si dà questo nome ad una varietà di carbone prodotto dalla decomposizione di certe sostanze organiche, le quali prima di carbonizzarsi si fondono. Il carbone che se ne ottiene è una massa rigonfiata, cavernosa, di color nero traente al grigio, di aspetto metallico, e di difficilissima combustione. È più denso, e nel tempo stesso più duro del carbone ordinario, e non precipita le materie coloranti. Lo zucchero, la lana, le penne, le corna, le unghie, il sangue, distillati in vasi chiusi, producono un carbone di questa natura.

Il *coke* è una varietà di carbone metallico, che si prepara in grande pei bisogni delle arti, e si adopera come combustibile. Si chiama ancora *carbon fossile depurato*, perchè bruciando non tramanda nessun cattivo odore. Per la preparazione del *coke* si adoperano esclusivamente i litantraci grassi, quelli cioè che si fondono per l'azione del calore. Nella più parte delle miniere si ammonticchiano i pezzi di carbone, che sarebbero troppo piccoli per servire ad altro uso, e si carbonizzano presso a poco come si pratica per il legno. In Inghilterra ed in molti luoghi della Francia si prepara il *coke* carbonizzando il litantrace in certi forni chiusi costruiti di mattoni. Da 100 parti di litantrace ordinariamente si ottengono 50 a 60 parti di *coke.*

Si presenta in pezzi porosi come la pietra pomice, scoriacei, fragili,

di color grigio di ferro, e di apparenza metallica. Arde senza fiamma, ma con molta difficoltà: i pezzi di *coke* infuocati si estinguono appena vengono estratti dal fornello, ed acciò la combustione possa continuare, è necessario che sia accumulato in grandi masse. La temperatura che produce colla sua combustione, non si può ottenere per mezzo di nessun altro combustibile, e però vien preferito a tutti gli altri ne'lavori metallurgici.

Carbone animale. — Se ne conoscono diverse qualità, a seconda delle sostanze animali adoperate per prepararlo. Alcune di queste per l'azione del calore si fondono, sviluppano de'gas, e lasciano infine un residuo di carbone metallico. Calcinando fortemente in vasi chiusi delle ossa d'animali, ovvero delle raschiature d'avorio, si ottiene un prodotto di un bel nero vellutato, che si chiama nel primo caso *nero d'osso*, e nel secondo *nero d'avorio*. Il carbone così ottenuto ha una forza decolorante molto energica, e non si adopera che per togliere il colore ai liquidi colorati. Questo carbone è molto impuro, mentre contiene 90 per 100 circa di sali terrosi composti di fosfato e carbonato di calce. Nondimeno i corpi estranei, lungi dal diminuire la virtù decolorante del carbone, la rendono maggiore. Perciò il nero d'osso privato dai sali terrosi per mezzo dell'acido idroclorico, perde gran parte della sua attività.

Riscaldando delle sostanze animali, come sangue disseccato, peli, unghie ec., con carbonato di potassa ad un'alta temperatura, si ottiene una sostanza fusa di color nero, la quale cede all'acqua un composto di cui si fa gran consumo nelle arti e ne' laboratorii col nome di *prussiato di potassa:* e resta un carbone molto diviso, la cui forza decolorante supera quella di ogni altro carbone, ed è per tal motivo ricercatissimo.

Il carbone animale contiene dell'azoto in quantità maggiore del carbone vegetabile. La sua efficacia come sostanza decolorante è inerente allo stato di divisione meccanica, in cui si ottiene quando è mescolato a sostanze terrose, che dividendolo maggiormente, ne aumentano la superficie.

BORO

Il boro fu scoperto da Davy in Inghilterra nel 1807; questo Chimico l'ottenne, sebbene in quantità picciolissima, esponendo l'acido borico all'azione d'una poderosa corrente elettrica. Poco tempo dopo, Gay-Lussac e Thénard lo prepararono in Francia decomponendo l'acido borico per mezzo del potassio.

Il boro allo stato libero non si trova mai in natura, ma è sempre un prodotto dell'arte. I composti naturali di questo metalloide sono l'acido borico, composto di boro e di ossigeno, e le combinazioni dell'acido borico con alcuni ossidi metallici, come i borati di soda e di magnesia.

Estrazione. — Si può ottenere trattando col potassio, tanto l'acido borico fuso e deacquificato, quanto il fluoruro di boro e di potassio. Quest' ultimo composto ne dà in maggiore abbondanza del primo, e però

suol essere preferito. Il fluoruro di boro e di potassio si prepara facilmente saturando di acido borico l'acido idrofluorico liquido, e versandovi una soluzione di fluoruro di potassio, finchè più non si precipiti cosa alcuna. Il deposito lavato, e seccato al calor rosso incipiente, costituisce il doppio fluoruro dianzi mentovato. Per estrarne il boro, si procede nel modo seguente: in un tubo di ferro chiuso all' uno dei due capi s'introduce un miscuglio fatto con parti eguali di potassio, e di fluoruro di boro e di potassio. Si riscalda il tubo suddetto a dolce calore per mezzo di una lampada a spirito di vino, e di tanto in tanto si rimesta la mescolanza con un filo di ferro: il potassio si combina col fluore, e lascia il boro allo stato libero. Il prodotto è una massa di color grigio, composta di boro e di fluoruro di potassio; trattandola con acqua si discioglie il fluoruro di potassio, ed il boro resta isolato. Invece di acqua pura, è meglio servirsi di una soluzione acquosa di sale ammoniaco, essendo il boro alquanto solubile nell'acqua. Le ultime tracce di sale ammoniaco si possono togliere lavando il prodotto con l'alcole.

Proprietà.—Il boro così ottenuto è una polvere di color verde scuro, che disseccandosi acquista una tinta gialla traente al verde, ed è un poco solubile nell' acqua pura. Riscaldato nel vuoto, o in presenza di gas che non vi esercitano azion chimica, non si fonde nè si volatilizza: solo diviene più denso di prima, più oscuro, ed affatto insolubile nell'acqua. Riscaldato all' aria libera ovvero nel gas ossigeno, brucia vivamente lanciando scintille, e si trasforma in acido borico, che è la sola combinazione conosciuta di boro ed ossigeno. L' acido nitrico l'ossida, anche alla temperatura ordinaria, trasformandolo in acido borico. Fuso col nitro brucia, e si converte in borato di potassa; nel cloro si accende facilmente, anche alla temperatura ordinaria, trasformandosi in cloruro di boro; ma il boro che è stato arroventato non si accende in contatto del gas cloro, che quando vien riscaldato.

SILICIO

Questo corpo venne isolato da Berzelius nel 1824.

In natura non si trova che combinato coll'ossigeno; il minerale cristallizzato conosciuto col nome di *quarzo* o *cristallo di monte*, quando è del tutto diafano e senza colore, è quasi esclusivamente composto di silicio ed ossigeno. L'agata e il calcedonio sono varietà di acido silicico diversamente colorate da poche vestigia di ossidi metallici. Finalmente la più gran parte delle sostanze minerali, di cui è composta la crosta terrestre non sono che combinazioni di acido silicico con diversi ossidi metallici.

Estrazione. — Il silicio forma col fluore e col fluoruro di potassio un composto corrispondente a quello che forma il boro. Il doppio fluoruro di silicio e di potassio, riscaldato col potassio metallico, subisce una decomposizione analoga, e si trasforma in una mescolanza di silicio e di fluoruro di potassio. Trattando il prodotto con acqua pura, si discioglie il fluoruro, e rimane il silicio allo stato libero.

Proprietà. — Così ottenuto, il silicio è una polvere di color bruno, che sporca le dita e gli oggetti con cui vien toccata. Riscaldato all'aria si accende, ne attira l'ossigeno e si trasforma parzialmente in acido silicico. L'acido solforico, l'acido nitrico, l'acqua regia (1) non vi hanno azione alcuna, nè a freddo nè a caldo: solo l'acido idrofluorico lo discioglie con isviluppo di gas idrogeno, mentre il fluore ed il silicio combinandosi insieme, formano fluoruro di silicio. Una soluzione acquosa di potassa discioglie egualmente il sicilio al calore dell'ebollizione, sviluppando gas idrogeno. Fuso insieme col nitro si ossida, producendo una specie di detonazione. Per quanto fortemente si riscaldi il silicio fuori del contatto dell'aria, non si fonde nè si volatilizza; non ostante diviene più denso, di colore più cupo quasi nero, ed acquista proprietà molto diverse da quelle di prima. Il silicio calcinato, se si riscalda in contatto dell'aria o del gas ossigeno, non si accende nè si ossida. Da ciò procede l'impossibilità di convertire tutto il silicio in acido silicico col riscaldamento, giacchè mentre una porzione brucia, il calore che si sviluppa fa passare l'altra alla modificazione incombustibile. La potassa, l'acido idrofluorico, il nitro, che attaccano facilmente il silicio nella sua prima modificazione, non l'alterano in modo alcuno dopo che è stato arroventato. Il solo liquido capace di discioglierlo in questo stato è un miscuglio di acido nitrico e acido idrofluorico; la soluzione si opera facilmente, anche alla temperatura dell'ambiente con isviluppo di biossido d'azoto.

(1) L'acqua regia è una mescolanza di tre parti di acido idroclorico e una di acido nitrico. Ebbe tal nome dagli Alchimisti perchè era adoperata a sciogliere l'oro, che enfaticamente era chiamato da essi il *Re de' metalli*.

COMBINAZIONI DE' CORPI METALLOIDI

COMPOSTI CHE HANNO PER RADICALE L'IDROGENO

HO. . . .	Protossido d'idrogeno.	HS^2 . . .	Bisolfuro d'idrogeno.
HS	Solfuro d'idrogeno.	HCh . . .	Acido idroclorico.
HSe . . .	Seleniuro d'idrogeno.	HBr . . .	Acido idrobromico.
HTe . . .	Telloruro d'idrogeno.	HI	Acido idroiodico.
HO^2 . . .	Biossido d'idrogeno.	HF. . . .	Acido idrofluorico.

PROTOSSIDO D'IDROGENO = HO

Sinonimi. — Acqua, ossido idrico.

In natura l'acqua si trova solida, liquida, ed allo stato aeriforme. Il ghiaccio e la neve sono entrambi dell'acqua solida. Il primo s'incontra verso i poli, anche al livello del mare, l'altra sulle montagne a differenti altezze ne' diversi paralelli, le quali vanno rapidamente crescendo dai poli all'equatore.

L'acqua che scorre sulla superficie della terra, o che s'infiltra nei differenti strati di essa, discioglie tutte le materie solubili che v'incontra, però non è mai pura, e quando si evapora, lascia un residuo più o meno abbondante. Alcune contengono appena qualche traccia di sale unitamente ad un po' di aria e di acido carbonico, non hanno sapore sensibile, e perciò si chiamano *acque dolci* o *potabili*. In altre le materie solide disciolte si trovano in maggiore abbondanza; sono per tal motivo diversamente sapide, secondo la natura dei sali che contengono, e si domandano *acque minerali*.

Le acque potabili contengono ordinariamente un po'di solfato di magnesia, di solfato di calce, di cloruro di sodio, di magnesio, di calcio, ed inoltre una piccola quantità d'aria atmosferica e di acido carbonico. Quest'ultima sostanza rende l'acqua atta a disciogliere i carbonati di calce e di magnesia, che nell'acqua pura sono insolubili. Perciò molte

acque potabili contengono delle tracce di questi sali tenuti in soluzione col favore dell'acido carbonico libero, i quali coll'ebollizione si depositano allo stato insolubile.

La bontà delle acque dolci dipende dal loro grado di purezza, quindi l'acqua è tanto migliore, quanto meno contiene di sali terrosi disciolti. Un'acqua cattiva s'intorbida non appena riscaldata, cuoce con difficoltà i legumi, e precipita copiosamente versandovi delle soluzioni di sapone, di azotato d'argento, di cloruro di bario. Al contrario un'acqua di buona qualità non s'intorbida col riscaldamento, cuoce i legumi in poco tempo, e s'intorbida appena coi reagenti di sopra indicati.

Le acque minerali contengono sostanze diverse provenienti dal suolo che traversano nel loro tragitto. Quelle che più spesso vi si rinvengono sono i carbonati di calce, di magnesia, di ferro, di soda e di potassa; i solfati di queste stesse basi; i cloruri di calcio, di magnesio e di sodio; talvolta degl'ioduri, de' bromuri, dei fluoruri, de' fosfati e degli azotati, sebbene in quantità piccolissima. Fra i gas, l'acido carbonico ed un po' di aria non vi mancano quasi mai, e talune contengono ancora dell'idrogeno solforato.

La più parte delle sorgenti hanno la temperatura del suolo dal quale scaturiscono, altre hanno una temperatura maggiore, ed in tal caso si chiamano acque *termali*. Il calore di dette acque ha dato origine a varie ipotesi. Alcune scaturiscono nelle vicinanze de'vulcani, e la loro temperatura dipende probabilmente da quelle stesse cagioni che danno origine ai fenomeni vulcanici in genere. Per altre che sorgono in luoghi, ove non è indizio di azioni vulcaniche, non potendosi ammettere la stessa spiegazione, si ritiene che la temperatura di esse è dovuta al calore centrale della terra.

L'acqua del mare racchiude in abbondanza delle sostanze saline, che le partecipano il loro sapore. I fiumi che in ultimo vanno a sboccare nel mare, vi apportano continuamente de' sali disciolti. Dall'altra parte l'acqua pura, che dalla superficie del mare s'innalza in seno dell'atmosfera per evaporazione, e che sotto forma di pioggia ricade in parte sui continenti, discioglie una nuova quantità di sostanze saline, e torna al mare apportandovi quanto incontra di solubile nel suo cammino. Con questo mezzo i sali contenuti negli strati terrestri vanno in ultimo a disciogliersi nelle acque del mare, ove si accumulano senza interruzione, finchè raggiunto il limite assegnato a ciascuno dalla sua solubilità relativa, si depositano sul fondo dei mari, insieme cogli avanzi delle produzioni marine contemporanee (1).

Finalmente in tutti i climi ed in ogni stagione nell'atmosfera vi è dell'acqua allo stato di vapore, la cui quantità varia moltissimo a seconda della temperatura, del clima, de'venti che spirano ec. Si può dimo-

(1) A questo modo dobbiamo intendere formati la maggior parte dei depositi calcarei, e soprattutto la creta, la quale si compone quasi in totalità di avanzi di conchiglie e di zoofiti del tutto decomposti, e di scheletrini ossei d'infusorii. Il carbonato di calce ed il poco fosfato ond'è composta, erano un tempo disciolti nell'acqua per mezzo dell'acido carbonico libero.

strare facilmente la presenza del vapore acquoso, esponendo all'aria libera un bicchiere pieno di ghiaccio. L'aria che circonda il bicchiere si raffredda, la sua capacità per il vapore diminuisce, quindi l'eccesso si condensa sulla faccia esterna del cristallo in forma di rugiada. Il vapore aqueo è affatto trasparente ed invisibile, per conseguenza l'aria umida e lo stesso vapore non si possono alla semplice vista distinguere dall'aria secca. Col vapore spesso si confonde quella specie di fumo che si solleva dalla superficie dell'acqua bollente, o che si vede scaturire con impeto allorquando si apre la valvola di qualche caldaia a vapore. Quella nube che allora si forma, non è altro che acqua allo stato liquido, ma divisa e suddivisa in tenuissime particelle di forma vescicolare, e proviene dalla condensazione del vapore, che versato nell'aria, incontra una temperatura minore di quella che gli occorre per mantenersi allo stato aeriforme.

Metodi di depurazione. — Nessuno ignora l'importanza dell'acqua nei fenomeni vitali, nell' economia domestica e nell'industria. Ora quantunque sparsa in natura con tanta profusione, non si trova da per tutto dell'acqua di buona qualità. Spesse volte le sostanze organiche, saline o terree, che vi si trovano disciolte o sospese, per la loro qualità o quantità alterano l'acqua a segno, da renderla impropria agli usi ordinarii della vita. L'acqua che l'uomo fa servire a'propri bisogni, sia di cisterna, di pozzo, di sorgente, di fiume, trae sempre la sua origine da quella che sotto forma di pioggia cade sulla superficie della terra. Quest'ultima, qualora sia raccolta all'aria aperta, immediatamente come cade dall'alto, è pressocchè pura, ed appena vi si rinviene qualche traccia di carbonato e di azotato di ammoniaca. Quella poi che passando per tetti e canali, va in ultimo a raccogliersi nelle cisterne, non solo discioglie del carbonato e del solfato di calce con altri sali, che trova in gran copia ne' materiali stessi onde son fatti i nostri edifizii; ma trasporta ancora seco tutte le materie organiche e la polvere, che durante il tempo secco si depositano sui tetti. Laonde putrefacendosi questi corpi, l'acqua che vi è a contatto contrae un odor disgustoso ed un sapore ributtante.

Le acque di sorgente, essendo obbligate a traversare enormi masse di terra, vi depositano tutte le materie insolubili che in esse erano sospese, e sgorgano limpidissime. Non pertanto possono contenere gran quantità di sali in soluzione, il che dipende dalla natura e dalla composizione de' terreni per cui passano. Le acque de'fiumi sono in generale più pure di tutte le altre, mentre senza penetrare nel suolo, vi scorrono semplicemente alla superficie, e sempre nello stesso letto, ove per conseguenza a capo di certo tempo non rimane più nulla di solubile. Ma d'altra parte trovandosi tali acque in agitazione continua, trascinano delle particelle terrose in polvere tenuissima, che le rendono torbe; e per tal ragione sono tenute a torto come cattive, e di nessuna utilità. Nè diversamente pare opinassero gli antichi, i quali, senza punto profittare dell'acqua de' fiumi, preferivano di andare a cercarla altrove, e spesse volte a grande distanza e con grave dispen-

dio, come ne fanno fede i magnifici aquedotti, di cui anche oggigiorno si ammirano gli avanzi.

La maniera più semplice per depurare un'acqua torba parrebbe a primo aspetto quella di lasciare il liquido in perfetto riposo, finchè ogni traccia di corpo sospeso siasi depositata; ma è ben raro che con questo semplice espediente vi si possa riuscire in poco tempo. Per l'ordinario le acque de' fiumi, lasciate tranquillamente riposare, non sono ancora limpide del tutto dopo dieci giorni. Ora è impossibile che un' acqua, per pura che sia, possa restare in riposo per tutto questo tempo, senza contrarre delle cattive qualità: gl'insetti ed i corpi polverosi di origine organica, che svolazzano nell'atmosfera, cadono di continuo nell'acqua e ne accelerano notabilmente l'alterazione. Il fatto a tutti noto, che nelle sorgenti naturali dalla sabbia selciosa trapela dell'acqua limpidissima, suggerì la prima idea d'impiegar de' mezzi analoghi a quelli usati dalla natura, per restituire all'acqua torba la sua naturale limpidezza, e renderla adattata ai bisogni della vita (1). Difatti in molte Capitali d'Europa la filtrazione dell'acqua viene eseguita in grandi stabilimenti destinati a quest' uso. Per dare una idea della vastità di tali apparecchi filtranti, basterà dire che a Londra quello della Società Chelsea filtra regolarmente diecimila metri cubici d'acqua, in 24 ore. La sostanza filtrante della quale si fa uso è la sabbia quarzosa: l'acqua obbligata a passare pe' piccoli interstizii che restano fra i granellini di sabbia, vi lascia tutte le materie sospese, e passa limpidissima.

Per chiarificare l'acqua in piccolo, quando non si avesse alcun mezzo di filtrarla, vi è un altro metodo, che consiste nel disciogliervi una piccola quantità di allume ordinario, agitando per alcuni istanti la soluzione: le materie sospese, con tal mezzo si agglomerano e si precipitano, sicchè l'acqua resta chiara. Basta una parte di sale per produrre tal effetto in 2000 parti d'acqua (2). Per togliere il cattivo odore proveniente dalle materie organiche in decomposizione, basta filtrare l'acqua a traverso un grosso strato di carbone, come altrove si è detto. A tal uopo si fa uso di certi filtri composti di uno strato di carbone situato in mezzo a due strati di sabbia.

Quanto ai sali terrosi, che si trovano disciolti in tutte le acque, non si conosce nessun mezzo economico per precipitarli, senza sostituirvi altre sostanze. Se l'uso al quale l'acqua deve servire può comportare senza inconveniente la presenza de' sali alcalini, vi si può aggiungere un po' di carbonato di soda o di potassa: in tal caso la calce si precipita allo stato di carbonato, e nel liquido resta una quantità corrispondente di sale a base di soda o di potassa, più il carbonato messo

(1) L'applicazione di tale principio pare non sia interamente dovuta ai tempi moderni, dappoichè si è trovato a Venezia coperto di ghiaia il fondo della gran cisterna del palazzo de' Dogi.

(2) Questa proprietà dell'allume è conosciuta da tempo antichissimo presso i Cinesi, i quali mettono un cristallo di questo sale nella giuntura di un bambù, e con quello agitano vivamente l'acqua per alcuni minuti: basta questa operazione semplicissima per renderla potabile.

in eccesso. Ma per separare dall'acqua il deposito calcare, bisogna filtrarla, o almeno lasciarla in riposo per alcuni giorni, e poscia decantarla.

Le acque calcari, quando servono ad alimentare le caldaie delle macchine a vapore, hanno il grave inconveniente di formarvi tutto all'intorno delle incrostazioni composte di carbonato e solfato di calce, le quali, ritardando la trasmissione del calore, cagionano un gran consumo di combustibile. D'altra parte, qualora le dette incrostazioni si fendono, l'acqua venendo in contatto colle pareti infuocate della caldaia, produce istantaneamente un enorme sviluppo di vapore, che può cagionare un'espolsione. Fortunatamente si può ovviare a tali inconvenienti con un mezzo assai semplice: basta mettere nella caldaia poche patate, ovvero della farina, giacchè coll'azione del calore tali sostanze si disciolgono nell'acqua, formando una specie di poltiglia, nella quale le materie terrose non possono precipitarsi liberamente, e per conseguenza non aderiscono alle pareti. La decozione di campeggio, o più semplicemente ancora la raspatura di questo legno producono lo stesso effetto.

Quando l'acqua deve servire alle operazioni delicate della chimica dev'essere assolutamente pura, e per ottenerla in tale stato, bisogna sottoporla alla distillazione. L'acqua distillata contiene quasi sempre qualche vestigio di carbonato d'ammoniaca, il quale sebbene in quantità piccolissima, basta nondimeno ad inalbare la soluzione del sottoacetato di piombo, la qual cosa non dovrebbe seguire, dove l'acqua fosse chimicamente pura. Il carbonato di ammoniaca non manca quasi mai nell'acqua comune, ed essendo volatile, non si può separare colla semplice distillazione, quindi passa ancora nel liquido che distilla. Si può non pertanto ottenere dell'acqua affatto priva di questo sale, distillando colle debite precauzioni dell'acqua comune, nella quale siasi disciolto un po' di allume ordinario. Questo sale trasforma il carbonato di ammoniaca in solfato, che al calore in cui l'acqua distilla non si volatilizza.

Proprietà. — L'acqua distillata è trasparente, senza colore e senza odore, ha un sapore sciocco, bevuta fa provare un senso di peso allo stomaco, e non può per questa ragione venir adoperata come bevanda. Questi effetti derivano dalla mancanza dell'aria disciolta, alla quale l'acqua comune deve la sua leggerezza, il sapor grato e la proprietà di mantenere la vita degli animali aquatici, i quali periscono immediatamente nell'acqua distillata, ed anche nell'acqua comune privata d'aria coll'ebollizione. Pertanto si possono rendere all'acqua distillata le buone qualità dell'acqua naturale, agitandola semplicemente in contatto dell'aria.

L'acqua può come molti altri liquidi disciogliere un gran numero di sostanze solide e gassose. La soluzione che ne risulta è trasparente, ora senza colore, ora colorata, secondochè il corpo disciolto è esso stesso bianco, ovvero di un dato colore. Sulla solubilità de'corpi solidi si possono dare ben poche regole generali: ve ne ha de'solubilissimi, de'poco

solubili, degli affatto insolubili. I corpi semplici son tutti insolubili, ad eccezione di pochi, e questi stessi si sciolgono in piccolissima quantità. I gas sono, generalmente parlando, tanto più solubili nell'acqua, quanto più facilmente si condensano; perciò i gas permanenti sono meno solubili di tutti gli altri.

L'acqua a tutte le temperature superiori a 4° sopra 0° si dilata per l'azione del calore, e si contrae col freddo, come fanno gli altri corpi. Da + 4° fino a 0°, invece di contrarsi, si va dilatando, di guisa che a 4° l'acqua ha il minor volume possibile, ossia la massima densità, e da questa temperatura in poi si dilata per il calore come per il freddo. Per questa ragione il ghiaccio è più leggiero dell'acqua liquida, e galleggia alla superficie di essa. Prendendo per unità la densità dell'acqua liquida a 0°, quella del ghiaccio alla stessa temperatura è = 0,918, secondo Brunner. La forza espansiva dell'acqua che dallo stato liquido passa allo stato solido è considerevolissima (1). Un cannone di ferro molto grosso, empito d'acqua ed esposto ad un gran freddo, dopo di averne chiusa ogni apertura, si ruppe in due luoghi diversi nell'atto della congelazione del liquido. Laonde non deve recar maraviglia se nelle forti gelate le pietre stesse vanno soggette a fendersi per l'acqua di cui sono imbevute, la quale congelandosi, si espande, ed opera come farebbe un cuneo.

Se l'acqua, invece di dilatarsi nell'atto della congelazione, divenisse più pesante, come si osserva nella massima parte degli altri corpi, le conseguenze sarebbero tali, che tutta l'economia della natura resterebbe cambiata. Difatti in tale ipotesi è chiaro che la congelazione non potrebbe aver luogo che quando tutta la massa dell'acqua fosse già raffreddata a 0°, la quale, appena raggiunto quest'ultimo limite, si trasformerebbe in ghiaccio, e con ciò non solo resterebbero distrutti gli animali e le piante che vivono in questo liquido; ma si formerebbero delle moli sterminate di ghiaccio, che i più forti calori dell'estate sarebbero impotenti a liquefare, e per conseguenza la temperatura de'nostri climi sarebbe almeno così bassa, come quella delle regioni polari. Intanto, siccome solidificandosi l'acqua diviene più leggiera, la congelazione comincia sempre alla superficie, e lo strato di ghiaccio prodotto, interponendosi tra l'acqua liquida e l'atmosfera, difende il liquido sottostante dall'ulteriore raffreddamento, e ne impedisce la congelazione.

L'acqua pura si solidifica invariabilmente alla temperatura di 0°, e questa temperatura non varia dal momento in cui una porzione comincia a solidificarsi sino a che sia diventata solida in tutta la massa, perchè il calorico, che si sottrae coll'ulteriore raffreddamento, viene esattamente compensato dal calorico latente, che l'acqua sprigiona passando allo stato solido. Ciò che si dice dell'acqua è applicabile a tutti gli

(1) Le prime sperienze sulla forza espansiva dell'acqua nell'atto della congelazione furono fatte dagli Accademici del Cimento verso la metà del secolo diciassettesimo. Essi fecero per tal modo scoppiare un globo di rame, la cui spessezza era tale, che venne estimato a 41580 libbre il peso necessario a romperlo.

altri corpi fusibili, nei quali il cambiamento di stato comincia e finisce sempre alla stessa temperatura.

Si può raffreddare dell'acqua non solo a 0°, ma anche a temperature più basse, senza che per questo si congeli, purchè durante il raffreddamento si lasci il liquido in perfetto riposo; ma se in tale stato si tocca con un corpo duro, ovvero si agita in un modo qualunque, essa si solidifica, e la temperatura s'innalza fino a 0°. Il fosforo ci ha presentato un fenomeno analogo, e molti altri corpi fusibili sono nello stesso caso. L'aumento di temperatura nasce dal calorico latente del corpo liquido, che divien libero nell'atto della solidificazione. L'acqua, in cui sono disciolti de'sali o altre sostanze solide, si congela a temperature inferiori a 0°. Per tal ragione una soluzione satura di cloruro di calcio è ancor liquida a — 40°.

L'acqua solida si presenta sotto due forme, le quali differiscono per il loro aspetto, e soprattuto per l'origine: l'una di queste è il ghiaccio, l'altra è la neve. Il primo è solido, compatto, senza colore, trasparente e cristallizzabile in prismi esagoni regolari; il suo peso specifico è di 0,94, conduce male il calorico e l'elettricità, e confricato si elettrizza positivamente. L'altra è una massa bianca, incoerente, formata di piccoli cristalli saldati insieme. Il ghiaccio e la neve messi a contatto con certi sali, vi si combinano, producendo de'composti liquidi. Durante questo passaggio dallo stato solido al liquido, la mescolanza si raffredda, perchè la fusione simultanea del ghiaccio e del sale rende latente porzione del calorico libero de' due corpi. Si profitta di tale proprietà per produrre differenti gradi di freddo, di cui si ha bisogno in molte operazioni della Chimica, e soprattutto per condensare il cloro, l'acido solforoso ed altri gas. Mescolando una parte di sal marino e due di ghiaccio, si ottiene un freddo artificiale di — 18°; per mezzo del ghiaccio e del cloruro di calcio cristallizzato la temperatura scende a — 28°.

Esponendo un vaso pieno d'acqua in contatto dell'aria, dopo un certo tempo il liquido si trova diminuito. Un pezzo di tela o di carta bagnato messo nelle medesime condizioni, si dissecca, che è quanto dire perde l'acqua di cui era imbevuto. Questi ed innumerevoli altri fatti della stessa natura, a tutti notissimi, dimostrano chiaramente che alla temperatura ordinaria dell'atmosfera l'acqua si evapora, cioè passa allo stato aeriforme. Altra volta si credeva che tale evaporazione dipendesse dall'affinità dell'aria per il vapore, e che l'acqua si disciogliesse nell'aria, come un corpo solido si discioglie in un liquido. Oggi è invece provato che la natura del gas non ha nessuna influenza sulla formazione del vapore, che il solo agente di tal fenomeno è il calorico, e che per conseguenza si forma sempre la stessa quantità di vapore, sia in uno spazio vuoto, sia in uno spazio pieno d'un gas qualunque, purchè rimangano invariabili le condizioni di spazio e di temperatura.

Per convincersi dell'esattezza di questo principio, e nel tempo stesso per potere esaminare le principali proprietà de'vapori, si può fare uso di un apparecchio semplicissimo, che somiglia ad un barometro ordinario, con questa sola differenza, che la canna sia alquanto più larga, per po

tervi più facilmente introdurre le sostanze, sulle quali si vogliono istituire delle sperienze. Ognuuo sa che cosa è un barometro, ed il principio su cui è fondata la costruzione di un tale strumento: la colonna di mercurio contenuta nella canna barometrica ha, termine medio, un'altezza di 760 millimetri, ed è sorretta dalla pressione atmosferica, che gravita sulla superficie esterna del mercurio. Al di sopra della colonna di mercurio è uno spazio vuoto, che si domanda *vuoto barometrico* o *torricelliano*. Per osservare gli effetti dell' evaporazione, s' introduca dell' acqua sotto l'apertura del tubo che pesca nel pozzetto a mercurio, l'acqua perchè più leggiera, si renderà nel vuoto barometrico, traversando tutta la colonna di mercurio. Se allora si guarda la graduazione dell'istrumento, si troverà l'altezza della colonna di mercurio sensibilmente diminuita; il quale effetto dimostra chiaramente la produzione di un corpo aeriforme, che premendo sulla colonna di mercurio, l'obbliga ad abbassarsi. La forza con cui il vapore tende ad espandersi si chiama *tensione*, ed è misurata dalla depressione della colonna barometrica. Si possono più comodamente far queste sperienze con due tubi di egual diametro pescanti nello stesso bagno: l' uno di essi servirà ad indicare la pressione atmosferica, l' altro la stessa pressione diminuita dalla tensione del vapore: la differenza tra l' altezza del mercurio ne' due tubi indicherà la tensione. Suppongasi di avere un apparecchio composto di due tubi barometrici pieni entrambi di mercurio, e poscia rovesciati in un bagno comune dello stesso liquido. Il mercurio si manterrà in ambedue alla stessa altezza, per esempio a 760 millimetri. Suppongasi d'altronde che la temperatura atmosferica sia di 14°; se allora in uno di essi s'introduce un po' d'acqua, e poscia si osserva l'altezza del mercurio, questa si troverà di soli 748 millimetri, vale a dire 12 millimetri minore di quella dell'altro tubo. Dunque a 14° il vapor d'acqua ha una forza elastica, che è capace di fare equilibrio ad una pressione di 12 millimetri di mercurio, lo che si esprime ancora dicendo, che a 14° l'acqua ha una tensione di 12 millimetri. Se lasciando eguali tutte le altre condizioni dell'esperienza, si fa variare soltanto la temperatura, si otterranno de'risultati diversi: a 0° la tensione sarà di 5 millimetri, a 30° di 31 millimetro e mezzo ec. Per la qual cosa la tensione del vapore diminuisce col freddo e cresce col riscaldamento. Con un metodo presso a poco simile a quello che di sopra abbiamo indicato, si è determinata la tensione del vapore d'acqua dalla temperatura di —32° fino a quella di + 100° (Vedi in fine dell'opera la *Tavola della forza elastica del vapor d'acqua*).

Se invece di fare le sperienze precedenti nel vuoto barometrico, si facessero in uno spazio pieno d'aria, d'idrogeno, di azoto, o di qualunque altro gas, si otterrebbero esattamente gli stessi risultati. Da ciò nasce l'importante conseguenza, che la quantità di vapore, che ad una data temperatura si può formare in uno spazio determinato, è sempre costante. Quindi sarebbe un grave errore il credere che nel vuoto si possa evaporare maggior quantità d' un dato liquido che nell' aria: la sola differenza è che nel primo caso il vapore si espande con rapidità,

come farebbe un gas, mentre nel secondo si forma lentamente; ma per saturare un dato spazio, sì nell'uno che nell'altro si richiede sempre la stessa quantità di vapore. Ciò non pertanto, se vicino al liquido si mette una sostanza capace di assorbire il vapore a misura che si forma, nel vuoto l'evaporazione sarà molto più rapida che nell'aria, perchè assorbita la prima porzione di vapore che saturava lo spazio, se ne formerà una seconda, poi una terza, una quarta ec., e nel vuoto queste produzioni di vapore si succederanno molto più sollecitamente che in uno spazio pieno di gas.

Sotto la pressione media dell'atmosfera l'acqua bolle esattamente alla temperatura di 100°, quando è pura; ora risulta dalla tavola precedentemente citata che a 100°, la tensione del vapore acquoso è di 760 millimetri, cioè precisamente eguale alla pressione dell'atmosfera. Se invece la pressione fosse minore, anche l'ebollizione seguirebbe ad una temperatura più bassa, e sotto una pressione maggiore ad una temperatura più alta. In tutti i casi si osserva che alla temperatura dell'ebollizione la tensione del vapore è esattamente eguale alla pressione che gravita sul liquido bollente. Perciò, volendo conoscere la temperatura a cui bollirà l'acqua sotto una pressione data, basterà riscontrare nella tavola a qual grado di calore la tensione del vapore acquoso è uguale a quella pressione. Così, per esempio, se la pressione non fosse che di 400 millimetri, l'ebollizione avrebbe luogo a 83°; difatti la tavola fa vedere che alla temperatura di 83° la tensione del vapor d'acqua è presso a poco eguale a 400 millimetri. Le stesse norme si possono applicare all'ebollizione di tutti gli altri liquidi, e per conseguenza ne risulta la legge generale, che alla temperatura in cui bolle, ogni liquido ha una tensione eguale alla pressione a cui è sottoposto. Se l'etere bolle a 36°, l'alcole a 78°, l'acqua a 100°, il mercurio a 360°, è perchè a queste temperature i corpi rammentati hanno una tensione di 760 millimetri, cioè capace di fare equilibrio alla pressione atmosferica.

Mentre un liquido si riduce allo stato di vapore, una gran quantità di calorico diviene latente, o come suol dirsi, è assorbito dal vapore che si forma. L'esperienza ha dimostrato che per evaporare un dato peso d'acqua si richiede quella stessa quantità di calorico, che basterebbe a scaldare da 0° a 100° un peso d'acqua 5 volte e 1/3 maggiore, e che quando invece il vapore ripassa allo stato liquido, si sviluppa la stessa quantità di calorico che era stato assorbito nella formazione del vapore. Su questo principio è fondato nelle arti l'uso del vapore come mezzo di riscaldamento. Perciò quando si devono riscaldare grandi masse di liquido, il metodo più adattato è di farvi arrivare una corrente di vapore per mezzo d'un tubo comunicante con una caldaia, nella quale si fa bollire dell'acqua. Il vapore incontrando l'acqua liquida, si condensa, e con ciò sprigiona tutto il suo calorico latente, il quale s'impiega a scaldar l'acqua. Questo metodo riunisce molti vantaggi, ed è preferibile a quello che consiste a mettere i vasi metallici pieni di liquido sul combustibile acceso. Difatti col primo metodo si regola assai meglio il grado di calore, il quale non potrà mai oltrepassare i 100 gradi;

si fa grande economia di combustibile, mentre concentrando la combustione nel solo fornello che serve a produrre il vapore, si perde minor quantità di calorico. Finalmente si possono riscaldare vasi di qualunque natura, senza bisogno di ricorrere a vasi metallici, il cui uso è molto dispendioso, soprattutto dove siano di grandi dimensioni.

Da questo assorbimento di calorico, che ha luogo durante il passaggio dei corpi liquidi allo stato di vapore, procede il raffreddamento che si genera per l'evaporazione. Qualora non si somministri artificialmente il calorico necessario al cambiamento di stato, il vapore che si forma lo toglie ai corpi circostanti, che di necessità debbono raffreddarsi. Per questa ragione mettendo nel vuoto pneumatico dell'acqua liquida accanto ad una ciotola contenente dell'acido solforico concentrato, il quale serve ad assorbire il vapore a misura che si forma, una porzione del liquido si evapora, mentre l'altra si congela. L'esperienza riesce benissimo mettendo l'acqua in un vetro da orologio coperto di nero fumo: lo strato di carbone serve ad impedire che il calorico del vetro si trasmetta all'acqua, e per conseguenza la temperatura di quest'ultima scende ben presto sino a 0°, e si solidifica.

Sotto la pressione atmosferica il massimo grado di calore che l'acqua liquida possa sopportare è di 100°; perciò giunta a questa temperatura, ogni altra dose di calorico che si somministri diviene latente, ed una corrispondente quantità di liquido si riduce in vapore, cosicchè la temperatura dell'acqua rimane costante per tutta la durata dell'ebollizione. Si può adunque stabilire come norma generale applicabile non solo all'acqua, ma ancora a tutti gli altri liquidi volatili, che non si possono riscaldare al di là della temperatura a cui bollono, purchè la pressione resti costante. Nondimeno l'acqua in cui sono disciolti dei sali o altre sostanze solide, bolle a temperature maggiori di 100°; così una soluzione satura di sal marino richiede 108° per bollire. La natura de' vasi in cui si riscalda l'acqua esercita anch'essa un'influenza sensibile sulla temperatura dell'ebollizione. In vasi di vetro talvolta l'acqua non bolle che a 105°; ma perchè ciò si verifichi è necessario che l'interna superficie del vaso sia ben tersa e senza scabrosità o corpi polverosi aderenti. Per evitare siffatta irregolarità e far che l'acqua bolla invariabilmente alla temperatura di 100° in vasi di qualunque natura, basta aspergerne l'interna superficie con polvere di solfo, di gomma lacca, o di altra sostanza che spieghi per l'acqua una certa ripulsione.

Composizione. — L'acqua fu per lungo tempo riguardata come corpo semplice, e come uno dei principii componenti gli altri corpi. Priestley fu il primo ad osservare che bruciando gas idrogeno in un pallone di vetro, le interne pareti di quello si coprivano di rugiada, ma ad onta di tale indizio, non trovò la spiegazione del fenomeno. Watt e Cavendish intravidero, sebbene confusamente, la composizione dell'acqua; ma riguardarono l'idrogeno, l'ossigeno e l'acqua stessa come tre stati diversi di un solo e medesimo corpo. Il merito di aver dimostrato che l'acqua è composta di due corpi ponderabili diversi, idrogeno e ossigeno, appartiene incontestabilmente a Lavoisier. L'esperienza fu esegui

ta il 24 giugno 1783 da Lavoisier e Laplace, in presenza di varii membri dell'Accademia delle scienze di Parigi, bruciando del gas idrogeno in grandi apparecchi, di modo che la quantità d'acqua prodotta con tal mezzo sorpassava i 19 grammi.

Le prime nozioni precise sul rapporto quantitativo degli elementi dell'acqua sono dovute a Gay-Lussac, il quale trovò che il volume dell'ossigeno sta a quello dell'idrogeno esattamente come 1 a 2. Questo fatto fondamentale può dimostrarsi, tanto per mezzo dell'eudiometro di Volta, facendovi detonare delle quantità misurate di gas ossigeno e idrogeno, quanto decomponendo l'acqua per mezzo della corrente elettrica. In quest'ultimo caso si fa uso d'un apparecchio semplicissimo (*fig. 19*), il quale si compone di una pila e di un bicchiere di vetro, nel quale per mezzo di due fori penetrano due fili di platino fissati al posto per mezzo della cera lacca. Si mette dell'acqua acidulata nel bicchiere e si coprono i fili metallici con due campanine graduate. Basta mettere i fili di platino in comunicazione cogli elettrodi della pila in attività, ed immediatamente l'acqua comincia a decomporsi in idrogeno ed ossigeno, che si sviluppano visibilmente in forma d'innumerevoli bollicine, e si raccolgono nelle campanine corrispondenti. Se dopo un certo tempo si esamina la natura del gas prodotto, si troverà dell'idrogeno all'estremità negativa e dell'ossigeno alla positiva, ed il volume del primo sarà sensibilmente doppio di quello del secondo.

Stabilito per tal modo che per formare dell'acqua due volumi d'idrogeno si combinano con uno d'ossigeno, volendo conoscere il rapporto in peso, bisognava determinare le densità de'due gas, il che fu eseguito da Berzelius e Dulong. Questi Chimici, avendo ottenuto 1,1026 per la densità dell'ossigeno, e 0,0688 per quella dell'idrogeno, conchiusero che l'acqua deve contenere

$$1 \times 1{,}1026 \text{ di ossigeno} = 1{,}1026$$
$$2 \times 0{,}0688 \text{ d'idrogeno} = 0{,}1376,$$

o in cento parti:

11,09	Idrogeno
88,91	Ossigeno
100,00	Acqua.

D'onde si deduce che nell'acqua l'idrogeno sta all'ossigeno in peso come 1000 sta a 8017, difatti 11,09 : 88,11 :: 1000 : 8017. Berzelius in seguito determinò la composizione dell'acqua con un metodo più diretto, riducendo una quantità cognita di ossido di rame per mezzo del gas idrogeno (1), e pesando l'acqua prodotta durante l'esperienza. Ripesando l'ossido di rame, otteneva l'ossigeno rappresentato dalla di-

(1) L'ossido di rame, riscaldato in una corrente di gas idrogeno, si riduce allo stato metallico, mentre il suo ossigeno, combinandosi coll'idrogeno, si trasforma in acqua.

minuzione di peso, e sottraendo quest'ossigeno dalla quantità di acqua raccolta, otteneva l'idrogeno per differenza. Il risultato medio di tali ricerche non differisce gran fatto dall'altro, mentre dà il rapporto di 1000 a 8008. Finalmente Dumas, avendo fatto dell'esperienze in grande sulla composizione dell'acqua, ha trovato che l'ossigeno sta all'idrogeno esattamente nel rapporto di 8 : 1. Il metodo di Dumas è in definitiva quello stesso che fu impiegato da Berzelius, ed è fondato sullo stesso principio, cioè sulla riduzione dell'ossido di rame per mezzo del gas idrogeno; ma avendo fatto uso di grandi apparecchi, ha potuto in qualche sperienza di questo genere raccogliere fino ad un chilogrammo di acqua, circostanza che gli ha permesso di raggiungere un maggior grado di precisione.

L'apparecchio di cui s'è servito Dumas per fare la sintesi dell'acqua col metodo anzidetto è rappresentato dalla *fig. 20*; F è una boccia di grandi dimensioni a tre gole piena di gas idrogeno, il quale viene spostato per mezzo dell'acido solforico, che scende da un imbuto situato al di sopra. Un provino A contenente del mercurio fa l'ufficio di valvula di sicurezza, e permette l'uscita dei gas, allorchè la pressione è troppo forte nell'interno dell' apparecchio. Se mai lo sviluppo gassoso divenisse troppo rapido, bisognerebbe chiudere la chiave r: il gas in tal caso non avendo altra uscita, si svilupperebbe nel provino A a traverso il mercurio. Siccome lo zinco del commercio suol contenere qualche vestigio di solfo e di arsenico, che potrebbero alterare la purezza del gas idrogeno, quest' ultimo prima di arrivare sull' ossido di rame riscaldato, passa a traverso una serie di tubi ad U contenenti delle sostanze atte a privarlo delle impurità che potrebbero esservi mescolate. Il primo di questi tubi T^1 è pieno di piccoli frammenti di vetro bagnati con una soluzione di azotato di piombo destinato ad assorbire l' idrogeno solforato. Il tubo T^2 contiene de'frammenti di vetro bagnati con una soluzione di solfato d'argento destinato a togliere l' idrogeno arsenicale. T^3 è un altro tubo ad U, che nel ramo anteriore contiene della pomice in polvere grossolana imbevuta di una soluzione di potassa caustica, destinata ad assorbire ogni gas di natura acida, mentre il ramo posteriore del ridetto tubo è pieno di potassa fusa e ridotta in piccoli frammenti, la quale toglie i gas acidi come la prima, ed inoltre il vapor d'acqua. T^4T^4 contengono anch'essi de'pezzi di potassa fusa, e sono destinati ad ultimare l'assorbimento degli stessi corpi. T^5T^5 sono due tubi pieni di pomice in polvere grossolana aspersa di acido fosforico anidro, il quale toglie ogni traccia di umidità, che potrebbe ancora restare mescolata col gas dopo l'azione della potassa, e per favorire maggiormente la condensazione dell' umidità, si raffreddano i ridetti tubi con un miscuglio di ghiaccio e sal marino. T^6 è un tubo indicatore, il quale è pieno di pomice e di acido fosforico anidro in polvere: pesandolo prima e dopo dell'esperienza, se questa è stata ben condotta, non deve trovarsi differenza tra il primo ed il secondo peso; se invece fosse aumentato nel corso dell'operazione, ciò indicherebbe che il gas non era perfettamente secco, e per conseguenza non si potrebbe avere molta fiducia nel ri-

sultato ottenuto. B è un pallone di vetro infusibile contenente l'ossido di rame, che deve trasformare l'idrogeno in acqua. Questo pallone termina assottigliandosi in un tubo molto lungo; all'una delle due estremità è guernito d'una chiave r'; la sua punta ricurva penetra nell'interno del tubo H. al quale è congiunto per mezzo d'un tubo di gomma elastica. Una lampada L a doppia corrente d'aria serve a riscaldare l'ossido di rame alla temperatura in cui viene ridotto dal gas idrogeno. Il pallone B' è destinato a raccogliere l'acqua che si condensa allo stato liquido, quella che passa allo stato di vapore si condensa in massima parte nella gola I del ridetto pallone, che a tal fine contiene de'frammenti di cloruro di calcio fuso. T^7 è un tubo ad U che contiene della potassa solida, su cui si condensa qualche traccia d'acqua sfuggita all'azione del cloruro di calcio. Il tubo T^8 contiene dell'acido fosforico anidro, e serve a ritenere le ultime tracce d'umidità, se mai si fossero sottratte all'azione del cloruro di calcio e della potassa; questo tubo è circondato da un miscuglio frigorifico. T^9 è un tubo indicatore come T^6, che contiene dell'acido fosforico anidro: si pesa prima di cominciare, e si ripesa quando l'esperienza è terminata; se non trovasi aumentato, è segno che l'operazione è stata ben condotta, ed i risultati si potranno ritenere come esatti; nel caso contrario, è probabile che siasi perduta qualche traccia dell'acqua prodotta, che non è stata intieramente condensata passando sul cloruro di calcio, sulla potassa e sull'acido fosforico anidro. T^{10} è un altro tubo con acido fosforico anidro, il quale non ha altro oggetto che quello di preservare il tubo indicatore T^9 dal contatto dell'aria umida, che vi potrebbe penetrare dall'esterno. A' è un provino con acido solforico concentrato, da cui sviluppasi l'eccesso dell'idrogeno impiegato nel corso dell'operazione.

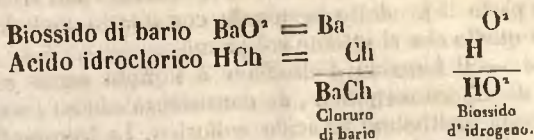
BIOSSIDO D'IDROGENO = HO^2

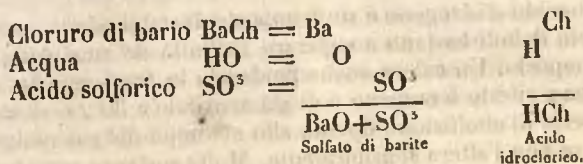
Sinonimi. — Acqua ossigenata, surossido idrico.

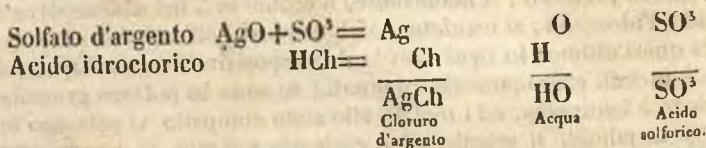
Questo singolare composto fu scoperto da Thénard nel 1818.

Preparazione. — Facendo agire l'acido idroclorico sul biossido di manganese o di piombo, si forma un cloruro de'rispettivi metalli, acqua, e gas cloro che si sviluppa, come si è già detto parlando della preparazione del cloro, pag. 61. Se invece del biossido di manganese o di piombo, si adoperano quelli di bario, di stronzio o di calcio, si manifesterà un'altra reazione, diversa da quella che ha luogo nel primo caso: il metallo del biossido si unirà al cloro dell'acido idroclorico per formare un cloruro, mentre l'ossigeno del primo si combinerà coll'idrogeno del secondo per formare biossido d'idrogeno. Volendo adunque preparare tale composto, si stempera nell'acqua una certa quantità di biossido di bario, in modo da fare una poltiglia liquida. Dall'altra parte si fa un miscuglio di tre parti d'acqua ed una di acido idroclorico ordinario. Si raffredda per mezzo del ghiaccio, tanto il vaso che contiene il biossido, quanto quello che racchiude la soluzione acida. Ciò fatto, si versa a poco a poco il biossido nell'acido idroclorico, e per favorire la reazione,

si agita continuamente il miscuglio con una bacchetta di vetro. Il biossido si discioglie nell'acido, senza sviluppo di gas, producendo cloruro di bario e biossido d'idrogeno:

$$\begin{array}{llcc}
\text{Biossido di bario} & BaO^2 = & Ba & O^2 \\
\text{Acido idroclorico} & HCh = & Ch & H \\
\hline
 & & BaCh & HO^2 \\
 & & \text{Cloruro di bario} & \text{Biossido d'idrogeno.}
\end{array}$$

Quando l'acido è quasi saturo, si versa nel liquido dell'acido solforico diluito, il quale precipita la barite allo stato di solfato insolubile, e rigenera l'acido idroclorico:

$$\begin{array}{llccc}
\text{Cloruro di bario} & BaCh = & Ba & & Ch \\
\text{Acqua} & HO = & O & & H \\
\text{Acido solforico} & SO^3 = & & SO^3 & \\
\hline
 & & BaO+SO^3 & & HCh \\
 & & \text{Solfato di barite} & & \text{Acido idroclorico.}
\end{array}$$

Separato il solfato di barite per mezzo della filtrazione, il liquido ritorna nelle condizioni primitive, e di più contiene una certa quantità di biossido d'idrogeno. Se in tale stato vi si aggiunge una nuova quantità di biossido di bario, si forma una seconda porzione di biossido d'idrogeno eguale alla prima, sicchè precipitando con acido solforico, e saturando alternativamente con biossido di bario, la quantità di biossido d'idrogeno disciolta nel liquido va sempre aumentando. Finalmente si separa tutto l'acido idroclorico, aggiungendovi con precauzione la quantità di solfato d'argento strettamente richiesta per separarlo dal liquido, in modo da precipitare allo stato di cloruro d'argento insolubile tutto l'acido idroclorico e tutto l'ossidò d'argento:

$$\begin{array}{llccc}
\text{Solfato d'argento} & AgO+SO^3 = & Ag & O & SO^3 \\
\text{Acido idroclorico} & HCh = & Ch & H & \\
\hline
 & & AgCh & HO & SO^3 \\
 & & \text{Cloruro d'argento} & \text{Acqua} & \text{Acido solforico.}
\end{array}$$

Per separare l'acido solforico, si versa a goccia a goccia nel liquido dell'acqua di barite, finchè si produce un intorbidamento sensibile; si filtra la soluzione per separarla dal solfato di barite, e si evapora, lasciandola per più giorni esposta sotto il recipiente della macchina pneumatica.

Si può ancora ottenere l'acqua ossigenata con un metodo molto più semplice proposto da Pelouze, il quale consiste a trattare il biossido di bario con acido idrofluorico. In tal caso si forma acqua ossigenata e

fluoruro di bario, il quale essendo insolubile, si può separare per mezzo di una semplice filtrazione. Questo metodo per altro cagiona la perdita d'una gran quantità di biossido di bario, il quale, per l'insolubilità del prodotto che si forma, è difficilmente attaccato dall'acido idrofluorico. D'altra parte il prodotto preparato con questo metodo non è così puro come quello che si ottiene col primo.

Proprietà. — Il biossido d'idrogeno è liquido senza colore, senza odore, di sapore metallico, di consistenza oleosa, sicchè per l'aspetto somiglia moltissimo all'acido solforico. La laccamuffa e gli altri colori vegetabili restano distrutti in contatto di questa sostanza. Applicato sull'epidermide, la imbianca e produce un senso di prudore, l'intensità del quale varia secondo la sensibilità degl'individui. Esposto ad una temperatura di — 30° non si solidifica. Il suo peso specifico è di 1,452.

Il biossido d'idrogeno è un composto instabilissimo, mentre gli agenti più deboli bastano a superare l'affinità de' suoi componenti, ed a decomporlo. Un calore anche moderato lo trasforma in ossigeno ed in acqua; questo fenomeno è di già sensibile a 30°, e si manifesta con una specie di ebollizione dovuta allo sviluppo del gas ossigeno. La luce solare non l'altera sensibilmente. Molte sostanze semplici e composte decompongono l'acqua ossigenata più o meno rapidamente, trasformandola in ossigeno ed in acqua. Nella maggior parte de' casi questa composizione non è l'effetto dell'affinità del corpo decomponente per gli elementi dell'acqua ossigenata, ma procede da un' azione di contatto, in virtù della quale l'ossigeno e l'acqua si separano, senza entrare in nuove combinazioni. Le principali sostanze che esercitano sull'acqua ossigenata questo genere d'azione, sono fra i corpi semplici i metalli ad eccezione di due, il ferro e lo stagno. I metalli poco ossidabili decompongono semplicemente l'acqua ossigenata in ossigeno ed in acqua: sono in questo numero l'argento, il platino, l'oro, l'osmio, il palladio, il rodio, l'iridio, il piombo, il bismuto ed il mercurio. Altri che hanno per l'ossigeno maggiore affinità de' primi, come il potassio, il sodio, il manganese, il cromo ec., nel decomporre il biossido d'idrogeno, si ossidano combinandosi coll'ossigeno che si separa da quest'ultimo. In ogni caso la decomposizione non è rapida, se non coi metalli estremamente attenuati; se sono in polvere grossolana l'azione è lentissima, ed i metalli allo stato compatto vi agiscono appena. Fra' metalloidi il selenio ed il carbonio soltanto vi hanno azione: il primo si acidifica, l'ultimo decompone l' acqua ossigenata in ossigeno ed in acqua con grande innalzamento di temperatura.

Fra' corpi composti quasi tutti gli ossidi ed i solfuri metallici hanno la proprietà di decomporla istantaneamente, ed alla temperatura ordinaria. Il biossido di manganese e l'ossido d'argento sono quelli che operano con maggiore energia; coll'ultimo soprattutto, l'azione è così violenta, che è accompagnata da una specie di scoppio, e l'ossido si riduce allo stato metallico. Fra' solfuri ve ne sono alcuni, che nel decomporre l'acqua ossigenata, si ossidano trasformandosi in solfati, co-

me si osserva col solfuro di piombo. Per questa ragione venne proposto, per restaurare i vecchi quadri, di lavarli con una soluzione debole di acqua ossigenata. La cerussa, ossia carbonato di piombo, che nella pittura ad olio entra in quasi tutti i colori, sotto l'influenza continuata delle emanazioni animali e dell'idrogeno solforato, che queste contengono, si trasforma in solfuro di piombo nero; perciò i quadri prendono col tempo una tinta bruna. L'acqua ossigenata, trasformando quel velo sottilissimo di solfuro in solfato di piombo bianco, ristabilisce il colore primitivo.

Fra' corpi organici la fibrina è quella che esercita con maggiore energia quest'azione decomponente; vengono appresso gli altri tessuti animali. In ogni caso tali sostanze non si combinano coll'ossigeno, nè cedono alcuno de'loro elementi, per modo che dopo l'esperienza si trovano nello stesso stato di prima.

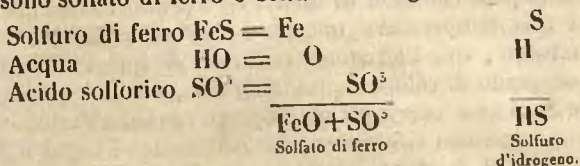
Mentre gli ossidi metallici ed i corpi basici in genere decompongono più o meno energicamente l'acqua ossigenata, gli acidi al contrario la rendono molto più stabile, tanto che non sarebbe possibile di ottenerla al massimo grado di concentrazione, se nel liquido non si lasciasse un poco di acido libero.

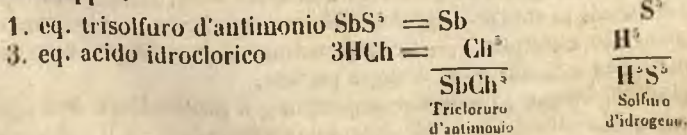
PROTOSOLFURO D'IDROGENO = HS

Sinonimi. — Idrogeno solforato, acido idrosolforico, solfido idrico, acido idrotionico.

Il protosolfuro d'idrogeno si sviluppa naturalmente dai fumaiuoli di alcuni vulcani semiestinti, come nella Solfatara di Pozzuoli. S'incontra talvolta nelle acque minerali dette *solfuree* o *epatiche*, e combinato coll'ammoniaca, si rinviene sempre fra'prodotti dalla putrefazione animale.

Preparazione. — Il solfuro d'idrogeno si ottiene facendo un miscuglio d'acqua, acido solforico, e protosolfuro di ferro. I prodotti di tale reazione sono solfato di ferro e solfuro d'idrogeno:

Solfuro di ferro	$FeS =$	Fe	S
Acqua	$HO =$	O	H
Acido solforico	$SO^3 =$	SO^3	
		$FeO+SO^3$ Solfato di ferro	HS Solfuro d'idrogeno.

Si prepara ancora riscaldando a dolce calore un miscuglio di trisolfuro d'antimonio polverizzato e di acido idroclorico: si produce tricloruro d'antimonio, che resta disciolto nel liquido, e solfuro d'idrogeno, che si sviluppa:

1. eq. trisolfuro d'antimonio	$SbS^3 =$	Sb	S^3
3. eq. acido idroclorico	$3HCh =$	Ch^3	H^3
		$SbCh^3$ Tricloruro d'antimonio	H^3S^3 Solfuro d'idrogeno.

Di questi due metodi il primo è preferibile, perchè il gas si produce facilmente, e senza che vi sia bisogno di riscaldare il miscuglio. Nondimeno quello ottenuto col solfuro d'antimonio è perfettamente puro, o tutto al più contiene un poco dell'acido idroclorico impiegato, del quale si può privarlo facilmente, facendolo gorgogliare nell'acqua. Quello all'incontro che si prepera col solfuro di ferro, è mescolato a quantità variabili di gas idrogeno, prodotto da un poco di ferro contenuto allo stato libero nel solfuro artificiale.

Proprietà. — Alla temperatura ordinaria è un gas senza colore, di odore forte e spiacevole, che somiglia a quello dell'uova in putrefazione. Il suo sapore è disgustoso, e ne rammenta l'odore. Raffreddato a — 73° circa, si condensa, trasformandosi in un liquido mobilissimo; a — 86° si solidifica in una sostanza bianca e trasparente risultante dall'aggregazione d'innumerevoli cristallini, che somigliano a quelli del sal marino o dell'azotato d'ammoniaca.

Acceso in contatto dell'aria, brucia con fiamma azzurra, depositando solfo e producendo acido solforoso. Allo stato secco non si altera in contatto dell'ossigeno o dell'aria atmosferica; ma per poco che i gas siano umidi, reagiscono lentamente l'uno sull'altro, si produce acqua per la combinazione dell'ossigeno coll'idrogeno, e si precipita solfo.

In moltissime occasioni l'idrogeno solforato, per l'ossidazione simultanea de' suoi componenti, si trasforma in acqua ed in acido solforico, come accade quando si fa passare una corrente di questo gas nelle soluzioni calde de' sali di sesquiossido di ferro, o in quella di cromato di potassa che contiene un acido libero; ma in ambi i casi non se ne forma punto all'ordinaria temperatura. Al contrario, anche a freddo, si forma dell'acido solforico, facendo passare l'idrogeno solforato in una soluzione di bromato o d'iodato di potassa, i quali cedono tutto il loro ossigeno e si trasformano nel corrispondente bromuro o ioduro di potassio. Il clorato ed il perclorato di potassa non lo decompongono, nemmeno a caldo.

Anche l'aria pare che basti in molti casi a produrre tale metamorfosi, almeno ad una temperatura maggiore dell'ordinaria. Però in molte sorgenti naturali, ove l'idrogeno solforato si sprigiona abbondantemente ad un grado di calore alquanto elevato, si forma gran quantità di acido solforico, che si condensa sugli oggetti esposti all'azione di tali vapori. Questo fenomeno si osserva principalmente ai bagni d'Aix in Savoja, ed ai soffioni di Monte-Cerboli nelle Maremme toscane. Le sostanze minerali, in mezzo a cui tali vapori si sviluppano, o quelle con cui vengono a contatto contribuiscono moltissimo all'acidificazione del solfo.

Il solfuro d'idrogeno respirato in una certa dose, produce prima l'asfissia e quindi la morte. Introducendo un uccello in una campana piena d'aria, che contiene $\frac{1}{1500}$ del suo volume di questo gas, cade immediatamente in asfissia, e poco dopo perisce.

Il cloro, il bromo, l'iodo decompongono il protosolfuro d'idrogeno: si forma acido idroclorico, idrobromico, idroiodico, e il solfo è mes-

so in libertà. Per tal motivo si adopera con vantaggio il gas cloro per disinfettare l'aria che contiene del solfuro d'idrogeno. Con tal mezzo difatti si arriva in pochi secondi a togliere ogni cattivo odore ad un'aria resa infetta dalla presenza di questo gas.

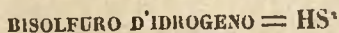
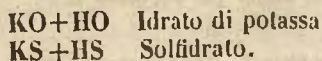
Quando il solfuro d'idrogeno è mescolato all'aria atmosferica, l'immersione di un carbone acceso vi determina un'abbondante produzione di fumi bianchi, che dal carbone si propagano a certa distanza. Questo effetto è dovuto ad un'azione catalitica, che il carbone spiega sul miscuglio gassoso, in virtù della quale si forma acqua ed acido solforoso; questi dal loro canto, reagendo sul solfuro d'idrogeno indecomposto, producono acqua e solfo estremamente diviso. Il ferro, la pirite, le lave vulcaniche moderatamente riscaldate producono gli stessi fenomeni del carbone, mentre all'opposto la silice, il vetro, l'antimonio, lo zinco, il rame, comunque riscaldati, non vi hanno azione.

Il solfuro d'idrogeno è discretamente solubile nell'acqua. Alla temperatura di 18° questo liquido ne scioglie due volte e mezzo il proprio volume. L'acqua che n'è satura possiede tutte le proprietà del gas, ed arrossa la tintura di laccamuffa. Lasciata in contatto dell'aria, s'inalba, e quindi forma un deposito bianco di solfo molto attenuato, che deriva dalla decomposizione del solfuro d'idrogeno. I sali de' metalli, il cui solfuro è bruno o nero, prendono questo colore in contatto dell'idrogeno solforato. Per tal motivo le soluzioni di acetato di piombo, di azotato d'argento, di solfato di rame sono de' reagenti sensibilissimi per iscoprire la presenza di questo corpo. Molti metalli si anneriscono alla superficie pel contatto di questo gas, rivestendosi di uno strato sottilissimo di solfuro, il quale ordinariamente è nero.

Wöhler ha scoperto un composto cristallizzato di solfuro d'idrogeno ed acqua, il quale si forma ad una temperatura bassissima, e si decompone per poco che venga riscaldato. Per ottenerlo, basta saturare di gas l'alcole raffreddato a — 18°.

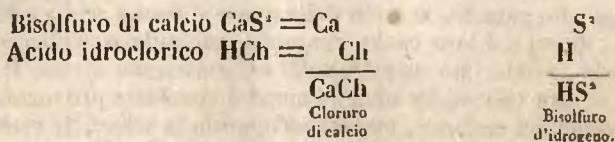
Il solfuro d'idrogeno contiene un equivalente di ciascuno elemento come l'acqua, da cui differisce, perchè l'ossigeno vi è sostituito dal solfo e come l'acqua si combina cogli ossidi metallici, per formare gl'idrati, così pure il solfuro d'idrogeno si combina coi solfuri metallici, ed i composti che ne risultano si chiamano per analogia *solfidrati*. Un idrato non differisce dal solfidrato corrispondente, se non perchè all'ossigeno del primo sono sostituiti altrettanti equivalenti di solfo, come si può vedere nel seguente esempio:

$KO+HO$ Idrato di potassa
$KS+HS$ Solfidrato.

BISOLFURO D'IDROGENO $= HS^2$

Sinonimi. — Polisolfuro d'idrogeno, ipersolfuro d'idrogeno.

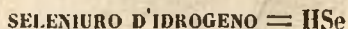
Preparazione. — Il bisolfuro d'idrogeno si prepara decomponendo con acido idroclorico il bisolfuro di calcio ottenuto riscaldando un mi-

scuglio di acqua, calce e fiori di solfo. S'introduce l'acido precedentemente diluito con acqua in un imbuto di vetro, di cui il cannello è chiuso con un turacciolo di sughero, e vi si aggiunge la soluzione del bisolfuro di calcio a goccia a goccia, agitando continuamente. Il bisolfuro d'idrogeno si produce immediatamente, e si deposita a poco a poco sotto forma di gocciole oleose, che si radunano nel collo dell'imbuto, d'onde si cava facilmente, togliendo con precauzione il turacciolo.

Bisolfuro di calcio	$CaS^2 =$	Ca	S^2
Acido idroclorico	$HCh =$	Ch	H
		CaCh Cloruro di calcio	HS^2 Bisolfuro d'idrogeno.

Proprietà. — Il bisolfuro d'idrogeno è un liquido d'aspetto e di consistenza oleosa, di color giallo, e di odore disgradevole. Applicato sulla lingua, l'imbianca, come fa l'acqua ossigenata, e cagiona un senso di scottamento insopportabile; sull'epidermide agisce come l'acqua ossigenata. La maggior parte delle sostanze che decompongono quest'ultima pel semplice contatto, operano allo stesso modo sul bisolfuro d'idrogeno. Il carbone, il platino, l'oro, l'iridio, molti ossidi metallici, i tessuti animali, la fibrina, ec. sono di questo numero. I prodotti che derivano da tale decomposizione sono protosolfuro d'idrogeno e solfo.

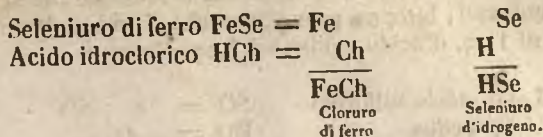
Gli acidi rendono più stabile il bisolfuro d'idrogeno, nello stesso modo che l'acqua ossigenata. Gli alcali invece ne accelerano la decomposizione: da ciò la necessità di versare il solfuro alcalino nell'acido. Se all'opposto si versasse l'acido nel solfuro alcalino, quest'ultimo, trovandosi in eccesso rispetto al bisolfuro di calcio, trasformerebbe il bisolfuro d'idrogeno in solfo e idrogeno solforato.

Il bisolfuro d'idrogeno, lasciato a sè stesso, si decompone lentamente in protosolfuro che si sviluppa, ed in solfo che si discioglie nel bisolfuro liquido indecomposto. Per tal motivo l'analisi di quest'ultimo dà sempre una proporzione di solfo molto maggiore di quella che sarebbe indicata dalla formula; tuttavia l'analogia che si osserva tra questo composto e l'acqua ossigenata, tanto per le proprietà, quanto per le condizioni in cui si formano, rendono estremamente probabile che tale analogia si estenda ancora alla composizione, e che per conseguenza il composto in esame abbia per formula HS^2.

SELENIURO D'IDROGENO $= HSe$

Sinonimi. — Acido idroselenico, acido selenidrico, idrogeno seleniato, selenido idrico.

Preparazione. — Questo composto si ottiene con un processo analogo a quello che si adopera per preparare l'idrogeno solforato. Trat-

tando il seleniuro di ferro con acido idroclorico, si forma per doppia decomposizione, cloruro di ferro e seleniuro d'idrogeno:

Seleniuro di ferro	FeSe =	Fe	Se
Acido idroclorico	HCh =	Ch	H
		FeCh Cloruro di ferro	HSe Seleniuro d'idrogeno.

Proprietà. — Alla temperatura atmosferica è gassoso, e senza colore; il suo odore ricorda quello del solfuro d'idrogeno, ma nel tempo stesso ha qualche cosa d'irritante, e produce una sensazione pungente e dolorosa. Sull'economia animale esercita un'azione violenta, sicchè anche a piccole dosi infiamma gli occhi, fa perdere l'odorato, e produce gravi sintomi catarrali.

Nell'acqua il seleniuro d'idrogeno è più solubile del solfuro; la soluzione ha sapore epatico, arrossa la laccamuffa, e tinge in bruno la pelle. Esposta all'aria, diviene in pochi momenti di color rossastro dovuto alla precipitazione del selenio, mentre l'ossigeno dell'aria si combina coll'idrogeno.

Il cloro, il bromo e l'iodo decompongono questo gas, come fanno col solfuro d'idrogeno, formando un idracido, e lasciando il selenio allo stato libero. Colla più parte de'sali metallici pruduce de'seleniuri di color bruno, che si precipitano.

Combinandosi coi seleniuri metallici forma de'composti salini, che si chiamano *selenidrati*, corrispondenti agl'idrati ed ai solfidrati per la composizione.

TELLORURO D'IDROGENO = HTe

Sinonimi. — Acido telluridrico, idrogeno tellurato, tellurido idrico.

Preparazione. — Si prepara trattando il telloruro di ferro con acido idroclorico: la reazione è analoga a quella che si stabilisce tra l'acido idroclorico ed il seleniuro di ferro.

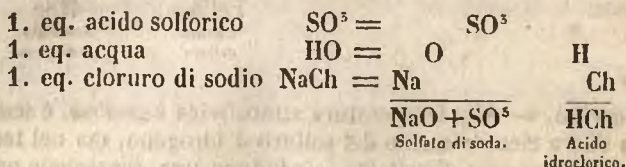
Proprietà.—Il telloruro d'idrogeno è un gas senza colore, infiammabile, e solubile nell'acqua. Il suo odore rassomiglia a quello del solfuro. La sua soluzione acquosa arrossa la tintura di laccamuffa, si decompone all'aria, e precipita dalle soluzioni metalliche i telloruri corrispondenti. Il cloro, il bromo e l'iodo lo decompongono. Finalmente, combinandosi coi telloruri metallici, forma de'sali conosciuti col nome di *telluridrati*.

ACIDO IDROCLORICO = HCh

Sinonimi. — Acido muriatico, acido cloridrico, clorido idrico.

Preparazione. — L'acido idroclorico gassoso si ottiene trattando il cloruro di sodio, o sal marino, coll'acido solforico concentrato, e ris-

caldando moderatamente il miscuglio: si produce solfato di soda e gas acido idroclorico, che essendo solubilissimo nell'acqua, non si può raccogliere che sul mercurio. Per intendere la reazione che si stabilisce tra i corpi mentovati, bisogna premettere che l'acido solforico comune è composto di 1 eq. d'acido anidro ed 1 eq. d'acqua.

1. eq. acido solforico	SO^3 =	SO^3	
1. eq. acqua	HO =	O	H
1. eq. cloruro di sodio	NaCh =	Na	Ch
		NaO + SO^3 Solfato di soda.	HCh Acido idroclorico.

L'acido idroclorico, del quale si fa uso ne'laboratorii e nelle arti, è una soluzione concentrata di questo corpo, che si prepara facendo arrivare il gas in contatto dell'acqua, invece di riceverlo sul mercurio. Nelle arti l'acido idroclorico si ottiene in grande abbondanza come prodotto secondario della fabbricazione della soda artificiale. Si prepara ancora espressamente un acido molto impuro, che si trova nel commercio in grande abbondanza, facendo reagire l'acido solforico concentrato sul sal marino in un grosso cilindro di ferraccio, e conducendo nell' acqua il gas che si sviluppa, per mezzo di tubi di piombo. L'apparecchio che s'impiega per questa operazione sarà descritto quando tratteremo dell'acido azotico.

L'acido idroclorico è uno de' reagenti di cui in chimica si fa maggior consumo; e siccome quello del commercio non potrebbe essere adoperato, perchè impuro, si suol preparare ne'laboratorii l'acido idroclorico liquido, condensando il gas che si sviluppa dalla reazione dell'acido solforico sul sal marino in una serie di bocce a tre gole ripiene per metà di acqua distillata, com'è indicato dalla *fig. 21*. Questo ingegnoso apparato, immaginato da Woolf, porta in chimica il nome dell' inventore, e s'impiega tutte le volte che si tratta di disciogliere nell'acqua un gas solubile. Introdotto il sal marino nel pallone di vetro *a*, si colloca quest' ultimo sopra un fornello ordinario, o meglio ancora sopra un bagno di sabbia. Al collo di detto pallone, per mezzo di un tappo di sughero si aggiustano due tubi: l'uno doppiamente ricurvo conduce il gas nella prima boccia, l'altro serve a versare l' acido solforico, senza che vi sia bisogno di smontare l'apparecchio. Quest'ultimo, conosciuto col nome di *tubo di sicurezza*, mentre permette l' introduzione del liquido acido nell'interno del pallone, impedisce l'uscita del gas che si sviluppa, dappoichè la piccola quantità di acido solforico, che resta nella curvatura inferiore e nella pallina di detto tubo, fa le veci di valvula. Sopra 100 parti di sale si versano 84 p. di acido solforico concentratissimo. Appena i due corpi sono a contatto, la massa si gonfia ribollendo, e verrebbe sicuramente fuori del pallone, se non si avesse l'accortezza di versare l'acido a più riprese ed a piccole porzioni per volta. Sulle prime l'acido idroclorico si sviluppa abbondantemente, anche a freddo,

perciò non bisogna riscaldare, se non quando tutto l'acido solforico è stato versato sul sale, e lo sviluppo gassoso comincia à rallentarsi. Il gas che si sviluppa per mezzo de'tubi di congiunzione *c,c,c*, traversa successivamente l'acqua distillata contenuta nelle tre bocce *b,b,b*. Saturato il liquido della prima boccia, il gas si comincia a disciogliere in quello della seconda, poi in quello della terza, della quarta ec., potendo aumentare il numero delle ridette bocce a seconda del bisogno. Con tal mezzo, non solo tutto il gas resta disciolto, ma qualche traccia di acido solforico o di altre impurità, che potrebbero accompagnare i vapori di acido idroclorico, si condensano nella prima boccia, cosicchè l'acido che si discioglie nelle altre è purissimo. Se per un accidentale abbassamento di temperatura, o per diminuzione dello sviluppo gassoso, si formasse un vuoto nell'interno del pallone, ovvero delle bocce a tre gole, l'aria esterna correrebbe a riempirlo per mezzo del tubo di sicurezza *d*, nel primo caso, ovvero de'tubi dritti *e,e,e*, nel secondo.

L'acido idroclorico disciolto nell'acqua è un liquido senza colore, fumante in contatto dell'aria umida, di sapore acre e corrosivo, ed avente tutte le proprietà dell'acido gassoso. Quello che si trova in commercio contiene ordinariamente del ferro allo stato di sesquicloruro, che gli comunica una tinta gialla distintissima, dell'acido solforico, e talvolta del cloruro d'arsenico, il quale deriva dall'acido arsenioso, che suol essere contenuto nell'acido solforico impiegato nella sua preparazione, spesse volte del cloro e delle materie organiche.

Ciascun volume di gas idroclorico racchiude $\frac{1}{2}$ volume d'idrogeno e $\frac{1}{2}$ di cloro. La sua composizione può dimostrarsi in varii modi. Facendo un miscuglio a volumi eguali d'idrogeno e cloro, ed esponendolo alla luce diffusa, si ottiene un volume d'acido idroclorico eguale alla somma de' gas impiegati. Se dall'altra parte si riscalda del potassio in un volume precedentemente misurato di gas acido idroclorico, si forma cloruro di potassio, e rimane una quantità d'idrogeno, che occupa esattamente la metà del volume primitivo.

Proprietà. — L'acido idroclorico è un gas senza colore, che in contatto dell'aria spande densi fumi di odor forte ed irritante. Arrossa vivamente la tintura di laccamuffa, ed è solubilissimo nell'acqua, alla quale comunica le sue proprietà. Alla temperatura di $+ 20°$, un volume d'acqua ne discioglie 464 di gas acido idroclorico. Compresso fortemente e raffreddato al tempo stesso, divien liquido; ma non si è potuto ancora ottenere allo stato solido. La sua densità allo stato gassoso è di 1,247.

L'acido idroclorico non ha azione su' corpi metalloidi, nè a freddo, nè a caldo. Se si fa passare a traverso un tubo di porcellana fortemente riscaldato, non si decompone, e per conseguenza è uno de' composti più stabili che si conoscono. Molti metalli al contrario lo decompongono, anche alla temperatura comune: si forma in tal caso un cloruro metallico, e l'idrogeno resta libero. Gli ossidi metallici, messi in contatto coll'acido idroclorico, si decompongono reciprocamente: l'ossigeno dell'ossido si unisce all'idrogeno dell'idracido, il cloro al metallo, perciò

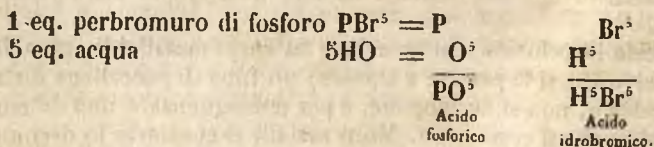
da tale reazione risultano acqua ed un cloruro metallico, e moltissimi cloruri si preparano con questo metodo.

Indipendentemente dai miscugli accidentali, che possono aver luogo in ogni proporzione, si conoscono tre composti di acido idroclorico ed acqua, in cui il rapporto tra le quantità de'componenti è fisso. Uno di tali composti è l'acido più concentrato che si può ottenere, saturando di acido idroclorico l'acqua raffreddata alla temperatura di 0°. La densità di questo liquido è 1,211, la sua formula è HCh+6HO. Esponendo il composto precedente all'aria libera, si volatilizza una certa quantità di gas, e rimane un composto che ha per formula HCh+12HO. Finalmente facendo bollire l'acido idroclorico liquido, sia concentrato sia diluito, resta in ultimo una soluzione, la quale distilla senza alterarsi alla temperatura di 107°, ha una densità di 1,101, e per ciascuno equivalente di acido idroclorico ne contiene 16 di acqua, di modo che la sua formula è HCh+16HO.

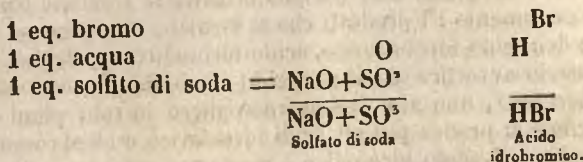
ACIDO IDROBROMICO = HBr

Sinonimi. — Acido bromidrico, bromido idrico.

Preparazione. — Questo composto si potrebbe ottenere con un metodo analogo a quello con cui si prepara l'acido idroclorico, cioè trattando il bromuro di potassio o di sodio coll'acido solforico concentrato: la decomposizione del bromuro succede egualmente; ma l'acido idrobromico che si forma, non essendo stabile quanto l'acido idroclorico, si decompone parzialmente con produzione di bromo, mentre l'idrogeno, reagendo sull'ossigeno dell'acido solforico, forma acqua, e converte parzialmente quest'ultimo in acido solforoso. Una proprietà comune a tutte le combinazioni de' radicali metalloidi coi corpi alogeni è quella di decomporre l'acqua: l'idrogeno si combina coll'elemento elettronegativo del composto per formare un idracido, l'ossigeno col radicale formando un ossiacido; perciò umettando con un po' d'acqua il perbromuro di fosforo PBr^5, o più semplicemente, facendo passare del vapor di bromo sul fosforo bagnato, l'acqua è decomposta immediatamente in contatto del fosforo e del bromo, si forma acido fosforico e idrobromico, e quest'ultimo essendo volatile, si può separare dal primo con una semplice distillazione:

1 eq. perbromuro di fosforo	$PBr^5 =$	P	Br^5
5 eq. acqua	$5HO =$	O^5	H^5
		PO^5 Acido fosforico	H^5Br^5 Acido idrobromico.

Invece del perbromuro, si può impiegare con egual successo il tribromuro PBr^3; la sola differenza è che in questo caso, invece di acido fosforico, si forma acido fosforoso.

Méne ha proposto in questi ultimi tempi un altro metodo, che riesce benissimo; esso è fondato sulla proprietà che hanno i corpi alogeni di decomporre l'acqua in contatto de'solfiti o degl'ipofosfiti alcalini. Se s' impiega il solfito di soda, che si trova in commercio cristallizzato, le proporzioni più convenienti sono di 1 p. d'acqua, 3 p. di bromo e 6 p. di solfito di soda cristallizzato: la reazione si stabilisce nel modo seguente:

1 eq. bromo			Br
1 eq. acqua		O	H
1 eq. solfito di soda	=	$NaO+SO^2$	
		$NaO+SO^3$ Solfato di soda	HBr Acido idrobromico.

S' introduce il solfito in un palloncino di vetro, indi per mezzo d'un imbuto di vetro s' introduce l' acqua ed il bromo, vi si adatta un tubo doppiamente ricurvo, e si raccoglie il gas acido idrobromico che si sviluppa in tubi pieni di mercurio.

Proprietà. — È gassoso alla temperatura comune, senza colore, di sapore acre e corrosivo, di odor forte e soffocante, solubilissimo nell'acqua. I corpi accesi vi si estinguono; fumica all' aria umida, arrossa fortemente la tintura di laccamuffa, infine ha tutte le proprietà apparenti dell'acido idroclorico. Raffreddato a 73° sotto 0°, divien liquido, ed a—87° si solidifica, secondo Faraday. Il calore non altera l' acido idrobromico, e nessun metalloide lo decompone, eccettuato il cloro, che forma acido idroclorico e mette il bromo in libertà. Sui metalli esercita un'azione analoga a quella dell'acido idroclorico, cioè forma dei bromuri, sviluppando gas idrogeno. Cogli ossidi produce per doppia decomposizione de' bromuri metallici e dell'acqua.

La soluzione acquosa dell' acido idrobromico ha tutte le proprietà dell'acido idroclorico liquido. Fatta bollire per un certo tempo, sviluppa dell'acido, se era concentrata, ovvero dell' acqua, se era diluita, ed in ultimo rimane un liquido acido, che bolle invariabilmente alla temperatura di 126°, e distilla senza provare altro cambiamento. La sua composizione in tale stato è rappresentata dalla formula HBr+10Aq.

L' acido idrobromico liquido concentrato può disciogliere una enorme quantità di bromo, colorandosi in rosso intenso; ma se in tale soluzione si versa dell'acqua, la maggior parte del bromo si precipita.

L'acido gassoso ha una composizione analoga a quella dell'acido idroclorico, cioè contiene un equivalente di bromo ed uno d'idrogeno, ed in volume $\frac{1}{2}$ dell'uno e $\frac{1}{2}$ dell'altro, combinati senza condensazione.

ACIDO IDROIODICO = HI

Sinonimi. — Acido iodidrico, iodido idrico.

Preparazione. — Si ottiene con un metodo analogo a quello con cui si prepara l'acido idrobromico, mescolando insieme acqua, iodo e solfito di soda cristallizzato in un palloncino di vetro, e nelle stesse proporzioni; ma in questo caso bisogna favorire la reazione con un moderato riscaldamento: i prodotti che si formano sono, come nella preparazione dell'acido idrobromico, acido idroiodico e solfato di soda. Solo è necessario avvertire che il gas acido idroiodico, essendo decomposto dal mercurio, non si potrebbe raccogliere in tubi pieni di questo metallo, come si pratica per gli acidi idroclorico e idrobromico.

Proprietà. — L'acido idroiodico è un gas senza colore, di odore irritante, e di sapore fortemente acido. Come gl'idracidi precedenti, è solubilissimo nell'acqua, spande densi fumi in contatto dell'aria umida, ed arrossa vivamente la laccamuffa. Secondo Faraday, si condensa facilmente, quando viene raffreddato con un miscuglio di etere ed acido carbonico solido, trasformandosi in un liquido, che alla temperatura di — 51° circa si solidifica in una sostanza bianca e trasparente come il ghiaccio. Riscaldato solo, si decompone parzialmente in iodo ed in idrogeno; ma se si riscalda un miscuglio di questo gas e di ossigeno, ovvero d'aria, si decompone compiutamente, trasformandosi in iodo ed acqua. Moltissimi metalli lo decompongono, combinandosi coll'iodo, e mettendo in libertà l'idrogeno. Alcuni, come l'argento ed il mercurio, mentre resistono benissimo all'azione degli acidi idroclorico e idrobromico, sono facilmente attaccati dall'acido idroiodico. Gli ossidi metallici operano sull'acido idroiodico come sugli idracidi precedenti, trasformandosi in ioduri ed in acqua.

La soluzione acquosa di acido idroiodico con una ebollizione prolungata si riduce in un liquido d'una composizione costante, il quale bolle a 128°, ha una densità di 1,70, e contiene un equivalente di acido anidro e 11 d'acqua, secondo Bineau. L'acido liquido può disciogliere fino a 4 equivalenti d'iodo, colorandosi in bruno; ma se si versa dell'acqua nella soluzione, 3 equivalenti d'iodo si precipitano, e resta nel liquido un composto corrispondente al biossido d'idrogeno, il quale ha per formula HI^2.

ACIDO IDROFLUORICO = HF

Sinonimi. — Fluorido idrico, acido fluoridico.

Preparazione. — Per preparare l'acido idrofluorico, si riduce in polvere finissima lo spato fluore puro e cristallizzato, o fluoruro di calcio, e s'introduce in una storta di piombo (*fig.* 22). Ciò fatto, vi si aggiunge dell'acido solforico concentrato, ed al collo della storta si aggiusta un piccolo recipiente *c* dello stesso metallo. Per facilitare l'introduzio-

ne de'materiali, si suol costruire la storta di due pezzi *a* e *b*, i quali si connettono insieme. Secondo Louyet, il prodotto liquido di tale operazione, che sinora era stato riguardato come acido idrofluorico anidro, contiene dell'acqua combinata. Facendolo passare in un tubo di platino contenente dell'acido fosforico anidro, il miscuglio si riscalda considerabilmente, l'acido fosforico s'impadronisce di tutta l'acqua, e si sviluppa l'acido idrofluorico anidro allo stato di gas.

Proprietà. — L'acido anidro è un gas senza colore, che in contatto dell'aria spande un fumo molto denso, non si liquefà ad una temperatura di 12° sotto 0°, ed altera pochissimo il vetro, quando è bene asciutto.

L'acido idrato è un liquido trasparente e senza colore all'ordinaria temperatura; il suo odore è pungente e penetrantissimo, il suo sapore intollerabile. Di tutte le sostanze conosciute è quella che con maggior forza corrode i tessuti animali; per tal motivo, applicato sulla pelle la disorganizza, producendo dolori acutissimi, arrossimento ed enfiagione. Sul punto toccato non tarda a sollevarsi una pustola, che si empie di pus, e tutti questi sintomi sono sovente accompagnati da febbre. Arrossa fortemente la tintura di laccamuffa, e spande densi fumi in contatto dell'aria, come fanno gli altri idracidi. È volatilissimo, ma non si conosce con precisione la temperatura a cui bolle. Riscaldato fortemente, non si decompone, e nessun corpo metalloide è capace di alterarlo, nemmeno se si faccia l'esperienza ad un'altissima temperatura. La maggior parte de'metalli decompongono questo idracido con produzione d'un fluoruro e sviluppo di gas idrogeno. Gli ossidi metallici lo trasformano in acqua e ne'fluoruri corrispondenti. Si discioglie in ogni proporzione nell'acqua, per la quale ha una grandissima affinità, e la combinazione delle due sostanze è accompagnata da tale sviluppo di calore, che facendo cadere a goccia a goccia l'acido nell'acqua, si produce uno stridore simile a quello cagionato dall'immersione d'un ferro rovente.

La soluzione fatta bollire per un certo tempo, si riduce in ultimo ad un grado costante di concentrazione, ed allora è rappresentata dalla formula $HF + 4HO$.

La proprietà più notevole dell'acido idrofluorico, e che serve a distinguerlo da tutti gli altri corpi conosciuti, è quella di corrodere la silice, il vetro, e le altre sostanze silicee. Appena si fa cadere sul vetro una goccia di acido idrofluorico, si manifesta una specie di effervescenza, ed il vetro resta profondamente alterato. Un vaso di vetro, esposto ai vapori di acido idrofluorico, si opaca in pochi istanti, e nelle ricerche analitiche si profitta di tale proprietà per riconoscere la presenza dei fluoruri. Essa dipende dalla forte affinità del fluore per il silicio, i quali si combinano insieme, producendo un corpo gassoso, cioè il fluoruro di silicio, mentre l'idrogeno dell'idracido si unisce all'ossigeno della silice per formare acqua. Quest'azione singolare, che spiega l'acido idrofluorico sulle sostanze silicee, è messa a profitto nelle arti per incidere sul vetro. Il metodo che s'impiega per ottenere un tal risultato è semplicissimo: si ricopre la superficie del vetro con uno strato sottilissimo ed

uniforme di cera, dopo di che per mezzo d'una punta metallica si traccia il disegno o i caratteri che si vogliono incidere, allora bagnando tutta la superficie con una soluzione di acido idrofluorico per mezzo d'un pennello, l'acido viene in contatto col vetro ne'punti messi allo scoperto e lo corrode; sicchè dopo qualche minuto di contatto, se si lava con acqua e si toglie la vernice, si trova il disegno riprodotto sul vetro ed inciso più o meno profondamente, a seconda che l'acido era più o meno concentrato, e che il contatto è stato più o meno prolungato.

Per conservare l'acido idrofluorico non si possono impiegare che vasi di piombo, o meglio ancora di argento, muniti di turacciolo che chiuda ermeticamente: le bocce di vetro sarebbero ben presto corrose, e l'acido diventerebbe molto impuro, disciogliendo la silice e le basi contenute nel vetro ordinario.

COMPOSTI CHE HANNO PER RADICALE IL SOLFO

SO^2	. . . . Acido solforoso	S^2Ch	. . . Sottocloruro di solfo
SO^3	. . . . Acido solforico	SCh	. . . Protocloruro di solfo
S^2O^2	. . . . Acido iposolforoso	SCh^2	. . . Bicloruro di solfo
S^2O^5	. . . . Acido ditionico	SO^2Ch	} Ossicloruri di solfo.
S^3O^5	. . . . Acido tritionico	S^2O^5Ch	
S^4O^5	. . . . Acido tetrationico	$S^2O^3Ch^2$	
S^5O^5	. . . . Acido pentationico		

ACIDO SOLFOROSO $= SO^2$

L'acido solforoso libero s'incontra ne'vulcani e nelle solfatare, sebbene di raro, ed in piccola quantità. Come il suo odore forte e pungente somiglia moltissimo a quello dell'acido idroclorico, spesso è stato confuso con quest'ultimo, e si è creduto più comune che non è realmente ne'crateri vulcanici.

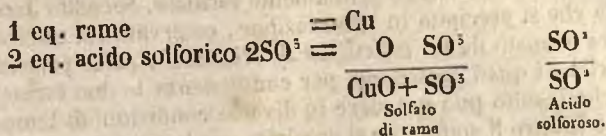
Preparazione. — Si produce abbondantemente allorchè si brucia del solfo all'aria libera, ovvero in un'atmosfera di ossigeno, ed è cagione di quell'odor soffocante che tramanda il solfo colla combustione. Questo mezzo pertanto non sarebbe conducente, ove si desiderasse un prodotto puro: vi si riesce compiutamente e con facilità maggiore adoperando uno de'metodi seguenti.

In un palloncino di vetro di piccole dimensioni s'introduce della tornitura di rame, o del mercurio; si versa sul metallo dell'acido solforico concentrato, e si aggiusta al collo del palloncino un tubo doppiamente ricurvo, destinato a condurre il gas nel tino a mercurio. Ciò fatto, si riscalda il miscuglio con una lampada a spirito di vino, e si raccoglie il gas colle solite avvertenze. La solubilità del gas acido solforoso nell'acqua non permette di riceverlo su questo liquido, e rende indispensabile l'apparato a mercurio. La reazione è semplicissima: mentre una porzione di acido solforico cede ossigeno al metallo, e si tra-

sforma in acido solforoso, l'altra si combina coll'ossido metallico prodotto per formare un solfato:

1 eq. rame $= Cu$
2 eq. acido solforico $2SO^3 =$ $O \quad SO^3$ $\qquad SO^2$

$$\frac{O \quad SO^3}{CuO + SO^3} \qquad \frac{SO^2}{SO^2}$$

Solfato di rame — Acido solforoso.

Quando occorre di dover preparare una soluzione acquosa di questo acido, ovvero un solfito, si suol ricorrere ad un processo molto più economico, il quale consiste nel riscaldare dell'acido solforico concentrato con carbone ben secco e soppestato : le migliori proporzioni sono di una parte di carbone per cinque di acido solforico comune. L'acido solforico cede al carbone porzione del suo ossigeno, sicchè si trasforma in acido solforoso, mentre il carbone ossidandosi, si converte in acido carbonico ed in ossido di carbonio. L'acido solforoso ottenuto con tal processo non è per conseguenza puro; ma se si tratta soltanto di averlo allo stato di soluzione, essendo l'acido carbonico pochissimo solubile, la quantità di quest'ultimo che può rimanere disciolta è troppo piccola per esser presa in considerazione.

Proprietà. — All'ordinaria temperatura l'acido solforoso è un gas invisibile, di sapor disgustoso, di odor solfureo e soffocante. Arrossa sulle prime la tintura di laccamuffa, come fanno gli altri acidi, ma indi a poco la scolora. Distrugge ancora la più parte delle altre materie coloranti organiche per un'azione sua particolare, in virtù della quale s'impossessa dell'ossigeno di esse, trasformandosi in acido solforico. La materia colorante del vino, quella del fernambucco, delle viole, del campeggio, l'indaco stesso si scolorano, e nessun corpo conosciuto può ristabilire il color primitivo. Allo stato di gas l'acido solforoso ha una densità di 2,234. A 20° sotto 0° si riduce in un liquido limpidissimo e scorrevole, che si solidifica a —76°, e bolle a — 10°, secondo Faraday. L'acido solforoso liquido produce volatilizzandosi un freddo intensissimo, e per tal ragione i Chimici l'adoperano in tale stato per solidificare il mercurio, per liquefare il gas cloro, il gas ammoniaco, ed altri gas coercibili. Alla temperatura di + 20° l'acqua può sciogliernc un volume 37 volte maggiore del suo : la soluzione ne acquista il sapore, l'odore e le altre proprietà.

Allo stato secco ed a freddo quasi nessun corpo vi spiega azione; allo stato umido i corpi alogeni, combinandosi coll'idrogeno dell'acqua per formare un idracido, mettono in libertà l'ossigeno, che si unisce all'acido solforoso, e lo converte in acido solforico. Merita ancora d'esser ricordata l'azione che si stabilisce fra questo gas e l'idrogeno solforato, tutte le volte che s'incontrano in presenza dell'acqua. L'ossigeno dell'uno e l'idrogeno dell'altro si combinano insieme per formare acqua, ed il solfo risultante dalla decomposizione di entrambi si precipita. Il liquido in cui si stabilisce tale reazione contiene, come altrove ve-

drassi dell'acido pentationico. Pare anzi che questo acido sia il primo prodotto, e che il solfo derivi da un'azione secondaria dell'idrogeno solforato sull'acido pentationico primamente formato. Secondo Jacquelain, il solfo che si precipita in tale reazione, osservato col microscopio, si mostra formato da un miscuglio di cristallini, parte prismatici, parte ottaedrici, i quali presentano per conseguenza le due forme incompatibili che il solfo può prendere in diverse condizioni di temperatura. Siccome inoltre il solfo, che si precipita per la mutua decomposizione de' due gas, deriva in parte dall'idrogeno solforato, ed in parte dall'acido solforoso, non è improbabile che ciascuna delle due modificazioni abbia un'origine diversa, e che preesista sotto la stessa forma nel composto solforato, da cui deriva. Secondo le osservazioni di Selmi, facendo passare idrogeno solforato in una soluzione di acido solforoso nell'acqua, si forma un liquido lattiginoso, in cui il solfo rimane sospeso, e non si precipita, nemmeno dopo un mese; ma se in questo liquido si versa del cloruro di sodio, del solfato di potassa o altro sale, si precipita immediatamente allo stato elastico tutto il solfo che vi era contenuto.

Si conoscono due idrati d'acido solforoso: l'uno scoperto da Doepping ha per formula $HO+SO^2$, e si ottiene facendo passare del gas acido solforoso nell'acqua raffreddata a 0°. Dopo un certo intervallo di tempo l'idrato cristallizza in grande abbondanza. I cristalli ottenuti sono de'cubi agglomerati, che si decompongono facilmente ad una temperatura maggiore di quella a cui si sono formati. L'altro idrato scoperto da De la Rive, ed esaminato da Pierre, si ottiene, sia dirigendo dell'acido solforoso umido a traverso un tubo fortemente raffreddato, sia raffreddando gradatamente a —6° una soluzione di acido solforoso, mentre vi si fa passare una corrente continua di questo gas. L'idrato cristallizza abbondantemente, e presenta l'aspetto del nitro; i cristalli hanno per formula SO^2+9Aq, e si conservano inalterati fino alla temperatura di + 4°; ma ad una temperatura maggiore si fondono, e poi si decompongono, sviluppando acido solforoso.

ACIDO SOLFORICO

Questo acido è senza dubbio il prodotto più utile, di cui la Chimica abbia arricchito le arti. Dall'una parte la grande affinità che ha per le basi supera di gran lunga quella degli altri acidi; dall'altra gl'importanti miglioramenti, che da pochi anni in qua sono stati introdotti nella sua fabbricazione, ne hanno talmente diminuito il prezzo, che anche per il lato economico nessuno altro acido potrebbe surrogarlo. Il consumo che se ne fa nelle arti industriali è immenso, e moltissime senza di esso non potrebbero esistere.

Ciò che in commercio si chiama acido solforico, non è composto esclusivamente di solfo ed ossigeno, come accenna il suo nome, ma

inoltre contiene una certa quantità di acqua allo stato di chimica combinazione, la quale vi fa l'ufficio di base, e non può venire espulsa che da un'altra base più forte. Oltre a quest'acido solforico idrato, che più propriamente dovrebbe chiamarsi *solfato d'idrogeno*, si conosce ancora un composto, che è il vero acido solforico, ed è composto esclusivamente di solfo ed ossigeno. Per conseguenza i composti mentovati, sebbene confusi insieme collo stesso nome, differiscono per la loro chimica composizione, e come appresso vedremo, anche per le loro proprietà. Per evitare ogni confusione descriverò separatamente questi due acidi.

ACIDO SOLFORICO ANIDRO $= SO^3$ — Si trova in commercio una specie di acido solforico liquido, il quale si fabbrica principalmente a Nordhausen, città della Sassonia, e si chiama *acido solforico di Nordhausen*, o *di Sassonia*. Si domanda ancora *acido solforico fumante* dalla proprietà che ha di spandere un denso fumo, allorchè si espone all'aria libera, la quale esalazione ha origine dall'acido solforico anidro che vi si contiene, e che evaporandosi, anche all'ordinaria temperatura, si combina col vapore acquoso contenuto nell'aria atmosferica. L'acido solforico di Nordhausen si può riguardare come una soluzione di acido solforico anidro nell'acido idrato; per conseguenza è molto più concentrato di quest'ultimo, o in altri termini, per la stessa quantità di acido, supposto anidro, contiene minor quantità di acqua. Malgrado questo vantaggio, costando assai più dell'acido solforico comune, non ha ricevuto sinora nessuna importante applicazione nelle arti, e solo si adopera per disciogliere l'indaco, nella quale operazione si richiede dell'acido solforico concentratissimo e scevro di acido azotico.

Preparazione. — La preparazione di tale acido è fondata sulla proprietà che hanno certi solfati di sviluppare l'acido solforico che contengono per mezzo della distillazione. Non tutti i solfati si possono impiegare indistintamente a tal uso, ma bisogna preferir quelli, che per decomporsi non richiedono un grado di calore molto forte; mentre lo stesso acido solforico si decompone ad un'alta temperatura, trasformandosi in ossigeno ed in acido solforoso. Il solfato di sesquiossido di ferro conviene meglio di qualunque altro solfato, ed è quello che comunemente si adopera per preparare l'acido solforico di Nordhausen.

In commercio si trova abbondantissimo il solfato di protossido di ferro, conosciuto volgarmente col nome di *vetriolo romano* o di *vetriolo verde*. Questo sale, contenendo molt'acqua di cristallizzazione, ha bisogno prima d'ogni altra cosa, di venir tostato in contatto dell'aria, finchè sia disseccato il meglio possibile. Tale operazione ha due oggetti: l'uno è quello di espellerne l'acqua, l'altro di trasformare il protossido di ferro in sesquiossido mediante l'ossigeno atmosferico. Il sesquiossido di ferro è una base molto più debole del protossido, e per conseguenza perde l'acido solforico ad una temperatura più bassa. Si riduce in pezzi il sale così apparecchiato, e si distilla in storte di grès: l'acido solforico si volatilizza e si condensa ne'recipienti, il sesquiossido di ferro resta nelle storte. Le storte si dispongono in tre ordini su ciascuna

delle facce laterali d'un fornello, che dalla sua configurazione dicesi *galera* (*fig*.23). Ciascun fornello riscalda 120 storte nel tempo stesso. Quando l'acido solforico comincia a svilupparsi, producendo un fumo molto denso in contatto dell'aria, a ciascuna delle storte *a* si adatta un recipiente *b*, nel quale si mette un poco d'acido solforico ordinario. Si ammette che questo acido solforico sia convertito in acido fumante, quando vi si è condensato il prodotto di quattro distillazioni consecutive. In tale stato il prodotto si compone di $\frac{1}{6}$ di acido anidro e $\frac{5}{6}$ di acido monoidrato.

L'acido solforico anidro bolle a 35°, l'acido idrato a 326°; perciò riscaldando moderatamente il miscuglio, il primo si volatilizza, sublimandosi nel collo della storta, mentre l'ultimo rimane. Si può ancora ottenere l'acido solforico anidro, facendo passare un miscuglio di ossigeno e di acido solforoso ben disseccati a traverso un tubo di vetro moderatamente riscaldato, e pieno di platino spongioso. I due gas, che allo stato di rarefazione in cui si trovano sotto la pressione atmosferica non spiegano nessun'azione scambievole, condensati nei piccoli interstizii del platino poroso, si combinano immediatamente per formare l'acido solforico anidro. Secondo Mahla, si ottiene lo stesso risultato, se invece di spugna di platino, si adoperano gli ossidi di rame, di cromo, di ferro, o anche meglio un miscuglio di ossido di rame ed ossido di cromo, ottenuto precipitando la soluzione mista di due sali di questi metalli.

Proprietà. — L'acido solforico anidro si presenta in massa bianca, molle come la cera, formata di lunghi aghi cristallini, flessibili e simili all'amianto. Esposto all'aria umida, spande un vapore bianco, molto denso e di odore irritante; bolle fra 30° e 35°. Questo corpo non ha nessuna delle proprietà acide e corrosive, che caratterizzano l'acido solforico idrato; però non arrossa la carta tinta colla laccamuffa, e non disorganizza i tessuti organici, qualora tali sostanze sono bene secche e prive d'ogni traccia d'umidità. Fortemente riscaldato, si decompone, trasformandosi in ossigeno ed in acido solforoso. Riscaldando la calce o la barite nel vapore di questo corpo, vi si combinano e diventano incandescenti. Il fosforo mescolato con l'acido solforico anidro, si accende dopo pochi momenti: l'ossigeno combinandosi col fosforo, produce acido fosforico, ed il solfo resta isolato. La sua attrazione per l'acqua è fortissima: appena messo in contatto con questo liquido, vi si combina, producendo un sibilo simile a quello che fa udire un ferro o altro corpo rovente che si tuffi nell'acqua.

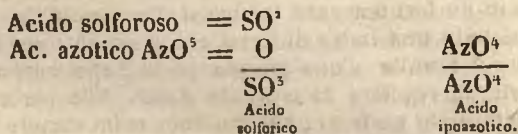
ACIDO SOLFORICO MONOIDRATO $= HO+SO^3$ — (Olio di vetriolo, acido solforico comune, acido solforico inglese).

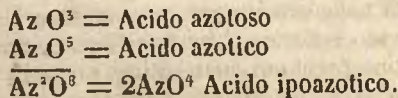
Preparazione. — La fabbricazione dell'acido solforico monoidrato è fondata sulle osservazioni seguenti.

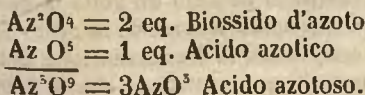
Il biossido d'azoto, messo in contatto dell'aria, ne assorbe l'ossigeno e si trasforma in acido ipoazotico. Allo stato secco l'acido solforoso e l'acido ipoazotico non si decompongono; ma se si fa intervenire l'acqua, l'acido solforoso si trasforma in acido solforico, togliendo ossigeno al-

l'acido ipoazotico, e quest'ultimo, parzialmente disossidato, si converte in biossido d'azoto. Combinando queste due reazioni, se in uno spazio chiuso s'introduce dell'acqua, dell'aria, dell'acido solforoso e del biossido d'azoto, è chiaro che questi corpi dovranno agire chimicamente l'uno sull'altro. Primieramente il biossido d'azoto, combinandosi coll'ossigeno dell'aria, si trasformerà in acido ipoazotico, poscia cedendo questo stesso ossigeno all'acido solforoso, convertirà quest'ultimo in acido solforico, ripassando allo stato di biossido d'azoto; e se allora incontra nuova quantità d'aria e di acido solforoso, potrà riprodurre indefinitamente le stesse reazioni. Come il risultato finale di tali metamorfosi è la combinazione dell'ossigeno dell'aria coll'acido solforoso, ed il biossido d'azoto impiegato si rigenera continuamente, è chiaro che collo stesso biossido d'azoto si può trasformare in acido solforico una quantità illimitata di acido solforoso, purchè l'aria sia in quantità sufficiente; nondimeno la reazione non è così semplice come pare a primo aspetto. Dall'una parte l'acido solforoso non riceve immediatamente l'ossigeno dall'acido ipoazotico; dall'altra l'acido ipoazotico non ritorna allo stato di biossido d'azoto, che dopo d'esser passato per una serie consecutiva di trasformazioni, per intendere le quali è d'uopo premettere le nozioni seguenti:

1° — L'acido solforoso decompone l'acido azotico; il primo si trasforma in acido solforico, il secondo in acido ipoazotico, difatto:

Acido solforoso	$= SO^2$	
Ac. azotico AzO^5	$= O$	AzO^4
	SO^3 Acido solforico	AzO^4 Acido ipoazotico.

2° — L'acqua trasforma l'acido ipoazotico in acido azotico ed in acido azotoso:

$$Az\,O^3 = \text{Acido azotoso}$$
$$Az\,O^5 = \text{Acido azotico}$$
$$\overline{Az^2O^8} = 2AzO^4 \text{ Acido ipoazotico.}$$

3° — In presenza di maggior quantità d'acqua l'acido azotoso stesso si decompone, producendo acido azotico e biossido d'azoto:

$$Az^2O^4 = 2 \text{ eq. Biossido d'azoto}$$
$$Az\,O^5 = 1 \text{ eq. Acido azotico}$$
$$\overline{Az^3O^9} = 3AzO^3 \text{ Acido azotoso.}$$

Ciò posto, esaminiamo prima di tutto i cambiamenti che devono seguire, quando in uno spazio circoscritto pieno d'aria, e contenente dell'acqua, si fa penetrare una certa quantità di biossido d'azoto. Dall'una

parte il biossido d'azoto, combinandosi coll'ossigeno dell'aria, forma acido ipoazotico; dall'altra l'acqua decompone l'acido ipoazotico prodotto in acido azotico, che si discioglie, ed in biossido d'azoto. Quest'ultimo sviluppandosi, incontra nuovamente dell'aria, e nuovamente si converte in acido ipoazotico, poi in contatto dell'acqua in acido azotico ed in biossido d'azoto, i quali fenomeni si riproducono senza interruzione, fintanto che vi è aria, o per dir meglio, ossigeno libero nell'apparecchio; sicchè in seguito di queste fasi alternative tutto il biossido passa allo stato di acido azotico, togliendo all'aria l'ossigeno necessario a tale metamorfosi, e pervenuto a questo segno, ogni azion chimica si arresta. Se in tale stato di cose si fa intervenire l'azione dell'acido solforoso, l'acido azotico resta immediatamente decomposto in ossigeno, che combinandosi coll'acido solforoso, lo converte in acido solforico, ed in acido ipoazotico, che in presenza dell'acqua e dell'aria riproduce esattamente gli stessi fenomeni. Perciò dall'una parte l'acido azotico continuamente distrutto dall'acido solforoso, continuamente si riproduce per l'azione alternativa dell'aria e dell'acqua ; dall'altra la reazione non mai interrotta dell'acido solforoso sull'acido azotico dà origine all'acido solforico, il quale una volta prodotto, non soffre più mutamento alcuno, e resta disciolto nell'acqua.

Nelle fabbriche l'acido solforico si condensa in vaste camere internamente foderate di lamine di piombo saldate insieme. Il piombo è frai metalli comuni il solo , su cui l'acido solforico non ha azione , e però non potrebbe venir surrogato da nessun altro. La combustione del solfo si fa in un forno avente la forma d'una muffola. Il fondo di tal forno consiste in una lastra di ferro, che si riscalda per di sotto. La faccia anteriore è munita d'una piccola porta , che aprendosi più o meno , permette di regolare la corrente d'aria. Alla parte posteriore ed in alto è aggiustato un tubo , che conduce nelle camere di piombo le sostanze gassose provenienti dalla combustione. In mezzo al solfo che brucia si collocano varie cassule piene di azotato di soda : l'aria entrando per la porta anteriore del fornello , parte s'impiega ad alimentare la combustione del solfo, che trasforma in acido solforoso, e parte arriva inalterata nelle camere per concorrere col suo ossigeno alla formazione dell'acido solforico. L'acido solforoso, reagendo sull'azotato di soda , decompone l'acido di quest'ultimo sale e lo trasforma in biossido d'azoto che si sviluppa , mentre combinandosi col resto dell'ossigeno, si converte in acido solforico, che resta unito alla soda contenuta nell'azotato. Da tale disposizione risulta una corrente continua di aria atmosferica , acido solforoso e biossido d'azoto. Nel tempo stesso si fa penetrare nelle camere di piombo un getto di vapore, il quale determina la conversione dell'acido ipoazotico in acido azotico ed in biossido d'azoto , e per conseguenza la trasformazione dell'acido solforoso in acido solforico. Quest'ultimo, a misura che si forma , si discioglie nell'acqua , e la soluzione acida condensandosi , si raccoglie sul fondo delle camere.

In molte fabbriche si costuma oggigiorno di fare arrivare il gas solforoso proveniente dalla combustione del solfo in una prima camera di

piombo, ove sono collocati de'vasi pieni di acido azotico del commercio. Nel primo periodo della reazione questo acido si trasforma in acido ipoazotico, i cui vapori diffondendosi in tutte le parti dell'apparato, ove affluiscono l'aria ed il vapore acquoso, rigenerano continuamente l'acido azotico necessario alla conversione del gas solforoso in acido solforico.

La *fig.* 24 rappresenta una fabbrica di acido solforico con tutt'i miglioramenti che sono stati introdotti in questi ultimi tempi. La combustione del solfo ha luogo in due fornelli A, A, ed il calore che si sviluppa è messo a profitto per riscaldare delle caldaie piene d'acqua, che somministrano il vapore, di cui si ha bisogno nel corso dell'operazione. Tale vapore passa a traverso un lungo tubo orizzontale $p\,p'p''$, sul quale s'innestano varii tubi verticali destinati a distribuirlo nelle diverse parti dell'apparecchio. I prodotti della combustione del solfo per mezzo di due grossi tubi di lamiera B,B si rendono in una prima camera di piombo molto più piccola delle altre, ove si trovano in contatto con certo acido solforico saturo di composti nitrosi contenuto nel recipiente K', d'onde cola in un piccolo apparecchio *b* diviso in due cavità di forma piramidale. Ciascuna di tali cavità, empiendosi alternativamente di liquido, sposta il centro di gravità dell'istrumento, l'obbliga a girare sul proprio asse, ed a rovesciarsi dal lato ove il peso è maggiore; il quale movimento ripetendosi dal lato opposto, produce un getto intermittente di liquido, che scorre sulla superficie di certe tavole di grès x, x, x, x, x disposte alternativamente in forma di cascata, e va a raccogliersi sul piano inferiore. Lungo questo cammino tortuoso l'acido solforico contenente acido azotoso, e l'acido solforoso s'incontrano sopra una superficie molto estesa, sicchè reagendo l'uno sull'altro, generano acido solforico e biossido d'azoto, il quale si mescola coll'eccesso dell'acido solforoso.

I prodotti gassosi anzidetti per mezzo del tubo B^1 passano in una seconda camera C. Un getto di vapore, che nel tempo stesso vi penetra per mezzo del tubo *pi* sotto una forte pressione, facilita la mescolanza de'gas, e somministra l'acqua necessaria. L'acido solforico prodotto si condensa, e ricade sotto forma liquida sul piano inferiore della ridetta camera. I gas che non si sono combinati, per mezzo di un altro tubo B^2 simile al primo, e situato alla parte inferiore, passano in una terza camera D, ove incontrano dell'acido azotico, il quale è contenuto in un recipiente L situato fuori dell'apparecchio, d'onde penetra nell'interno della camera D sotto forma di getto continuo, e a modo di cascata scende lungo le pareti di certi ordegni di grès E, E, e per tal modo si spande sopra una larga superficie. L'acido solforoso si converte in acido solforico a spese dell'ossigeno dell'acido azotico, mentre l'acido azotico si trasforma in acido ipoazotico, che in parte resta combinato all'acido solforico prodotto, in parte si sviluppa allo stato gassoso, e si mescola all'aria ed al rimanente acido solforoso. L'acido solforico prodotto, mescolato ad acido ipoazotico, azotoso, ed azotico indecomposto, si raccoglie sul piano inferiore, e di là per mez-

zo d'un canaletto *ff* si scarica nella camera C. Ivi giunto, si mescola coll'acido solforico ricco di prodotti nitrosi, che affluisce dalla prima camera per mezzo del canale *gg*, ed il miscuglio che ne risulta, subisce nuovamente l'azione dell'acido solforoso, il quale finisce di decomporre l'acido azotico, ipoazotico ed azotoso mescolati coll'acido solforico.

I gas non combinati, per mezzo d'un tubo B^3 situato alla parte superiore, passano in un altra camera G, che è la più grande di tutto l'apparecchio, la quale è più particolarmente destinata a favorire la reazione delle sostanze gassose, e la condensazione de' prodotti che ne derivano. Il miscuglio è obbligato a rimanere in detta camera per un tempo più lungo, e l'azion chimica è favorita da più getti di vapore che vi arrivano da diverse parti, i quali imprimono alla massa gassosa un movimento, che l'agita per ogni verso, e ne facilita la mescolanza. L'acido solforico prodotto si condensa mescolato col vapore aqueo, si raccoglie sul pavimento, e si mescola coll'acido solforico sceverato da ogni traccia di acido nitroso, che vi arriva dalla camera C per mezzo del canale *hh*.

Le sostanze gassose residue contengono ancora varii prodotti utili, che si cerca di condensare, prima di lasciarle disperdere nell'atmosfera; ed a tal fine passano in un' altra camera di piombo H, poi percorrendo un cammino lungo e tortuoso, arrivano in un refrigerante M raffreddato all'esterno per mezzo dell'acqua, di là in un' altra camera di piombo I, poi in un altro refrigerante N. In ciascuna di tali parti si condensa un poco di acido solforico, il quale per l' alta temperatura del miscuglio gassoso proveniente dalla camera G, vi si trovava allo stato di vapore. Finalmente il gas spogliato da ogni traccia di acido solforico e solforoso, contiene ancora dell'acido ipoazotico. Per trarre profitto da questo prodotto, si obbliga a passare a traverso un cilindro O pieno di grossi frammenti di *coke* sostenuti alla parte inferiore da un diaframma tutto coperto di fori. Questo *coke* è costantemente bagnato con acido solforico concentrato, il quale vi arriva dalla parte superiore sotto forma di getti intermittenti, per mezzo d'un congegno simile a quello che abbiamo già descritto nella prima parte dell'apparecchio. Il gas e l'acido s'incontrano, si combinano insieme, e danno origine ad un prodotto saturo di acido ipoazotico, che si utilizza, sottoponendolo all'azione dell'acido solforoso provveniente dalla combustione del solfo nella prima camera. Per fare arrivare questo acido saturo di acido ipoazotico nel recipiente K, che poi lo versa sui piani di grès x, x, x, x, x, s'impiega un meccanismo assai semplice, e che è di un uso frequentissimo nelle fabbriche, quante volte trattasi d'innalzare un liquido ad un piano superiore. L'acido solforico saturo di acido ipoazotico, che si raccoglie sul fondo del cilindro O, per mezzo di un tubo di piombo inclinato $rr'r''$ si versa nel recipiente K'. La parte superiore del ridetto recipiente K' comunica col tubo $pp'p''$ destinato a distribuire il vapore nelle diverse parti dell'apparecchio. Il fondo del vase K' è munito d'un tubo oo', che comunica col recipiente K.

Volendo far salire il liquido dal recipiente K' nel recipiente K, basta chiudere la chiave *m*, ed aprire la chiave *n* del vapore, il quale avendo costantemente una tensione di più atmosfere, preme sulla superficie del liquido contenuto nel vase K', e l'obbliga ad innalzarsi nel tubo *oo'*, che lo versa nel recipiente superiore K.

Si cava dalle camere la soluzione acida, quando la sua densità è di circa 1,5 ,e si concentra evaporandola in caldaie di piombo, finchè abbia acquistato una densità di 1,75. Allora il liquido bolle a 210°, e non sarebbe prudente oltrepassare un tal grado di concentrazione, perchè ad una temperatura maggiore l'acido attacca il piombo delle caldaie, le quali resterebbero corrose e forate. Si finisce di concentrare il prodotto in storte di vetro, o meglio in grandi cucurbite di platino, finchè abbia acquistato una densità di 1,85 corrispondente a 66 gradi dell'areometro di Beaumè, ed in tale stato si mette in commercio.

In grazia de' miglioramenti apportati in questi ultimi tempi alla fabbricazione dell'acido solforico commerciale, il solfo che si brucia produce quasi esattamente la quantità di acido solforico che sarebbe indicata dal calcolo, consumando appena la metà dell'acido azotico che si richiedeva altra volta. Col nuovo metodo 100 chilogrammi di solfo producono 300 chilogrammi di acido solforico al massimo grado di concentrazione, impiegando da 4 a 5 chilogrammi di acido azotico. D'altra parte l'operazione procede continuamente e con tale regolarità, che le spese di manifattura sono tenuissime (1). Ultimamente è stato introdotto un importante miglioramento nella fabbricazione dell'acido solforico: esso consiste nell'impiegare de'vasi di grès di enormi dimensioni e della forma delle bocce di Woolf ordinarie, invece di camere di piombo. I vapori acidi vengono condotti in una serie di questi vasi comunicanti l'uno coll'altro, e condensati nell'acqua contenutavi.

I gas si condensano in questo apparecchio meglio assai che nelle camere di piombo, il loro costo è molto minore, il prodotto è del tutto scevro di piombo, e finalmente non vi è nessuna spesa di manutenzione.

In alcune fabbriche si ottiene l'acido solforoso colla combustione delle piriti, ed il residuo viene utilizzato per preparare il solfato di ferro, o sia vetriolo verde del commercio; nondimeno, come le piriti racchiudono sempre qualche traccia di solfuro di arsenico, l'acido solforico ottenuto con questo metodo suol contenere delle vestigia di acido arsenioso. In varii luoghi della Sicilia, ove il combustibile è molto raro, per separare il solfo dalla matrice si costuma di fonderlo per mezzo del calore sviluppato dalla combustione dello stesso minerale, e si consuma solfo invece di combustibile. Una tal pratica, riprovevole per tutti i lati, potrebbe tornare vantaggiosissima, qualora invece di lasciare disperdere nell'atmosfera l'acido solforoso prodotto, si de-

(1) Nelle vicinanze di Parigi vi è una fabbrica di acido solforico, in cui col lavoro di una sola persona si fabbricano giornalmente 3600 chilogrammi di tale prodotto.

stinasse alla fabbricazione dell'acido solforico, conducendolo in camere di piombo.

L'acido solforico commerciale non è mai del tutto puro, ma contiene delle sostanze estranee, che lo rendono improprio a certi usi. Il solfato di piombo, l'acido azotico, ipoazotico, o azotoso non vi mancano mai; spesse volte contiene dell'acido solforoso; più raramente vi si trova del selenio, dell'arsenico, dell'antimonio, probabilmente allo stato di acidi, che provengono dal solfo, o dalle piriti impiegate nella preparazione dell'acido solforoso. Per togliere l'acido solforoso, basta farlo bollire per alcuni minuti all'aria libera; in tal caso l'acido solforoso si volatilizza prima che il liquido cominci a bollire. Questo stesso mezzo non basta a privarlo dell'acido azotoso, il quale vi si trova chimicamente combinato, ed il composto non si decompone col riscaldamento, ma bolle ad un' alta temperatura. Per ispogliare l'acido solforico da qualche traccia di acido azotoso che suol contenere, Pelouze raccomanda di riscaldarlo con un poco di solfato d'ammoniaca: l'ammoniaca del sale, reagendo sull'acido azotoso, produce acqua e gas azoto. Nell'acido rimane un poco del solfato d'ammoniaca adoperato in eccesso, il quale per gli usi ordinarii non presenta inconveniente di sorta.

Nell'esperienze di chimica, e soprattutto nelle analisi, spesso si ha bisogno di acido solforico che non lasci residuo solido dopo l'evaporazione. Per ottenerlo in questo stato, si suol distillare l'acido del commercio in storte di vetro, la quale operazione, in apparenza semplicissima, non va esente da difficoltà, e domanda molte precauzioni. Il principale inconveniente consiste nella precipitazione del solfato di piombo, che attaccandosi sulle pareti, produce delle forti scosse, che spesso cagionano la rottura della storta. Si ovvia a tale inconveniente per mezzo d'un apparecchio semplicissimo immaginato dal sig. Lemercier. Esso consiste in una graticola di fil di ferro a doppia cavità, rappresentata dalla *fig*. 25. Nella cavità interna si colloca la storta piena per metà di acido solforico concentrato, o poco più; nella cavità esterna si mettono de' carboni accesi, e si conduce la distillazione colle solite avvertenze. L'acido in tal caso si riscalda alla superficie, bolle tranquillamente, e distilla senza soprassalti, e senza pericolo di sorte alcuna.

Proprietà. — L'acido solforico monoidrato è un liquido trasparente, oleoso, senza colore e senza odore, di sapor caustico ed acidissimo. Alla temperatura di 20° la sua densità è = 1,857; bolle a 326° e si solidifica a 2°,5 sotto zero.

La sua affinità per l'acqua è grandissima; mescolando insieme i due liquidi, ha luogo un grande aumento di temperatura, ed il volume della mescolanza è minore della somma de'volumi che l'acido e l'acqua occupavano prima di mescolarsi. Basta una traccia di tale acido per comunicare all'acqua la proprietà di arrossare la tintura di laccamuffa. All'ordinaria temperatura è l'acido più forte che si conosca, e scaccia tutti gli altri dalle loro combinazioni; fortemente raffreddato, perde

ogni attività, e diviene un corpo indifferente. Secondo Mareska, dopo di averlo diluito con un poco d'acqua, si può raffreddarlo a — 80°, senza che si solidifichi. In tale stato rimane viscoso, e bagna i corpi che tocca; ciò non ostante, non arrossa più la carta di laccamuffa, e non ha azione, nè sui carbonati alcalini, nè sugli alcali caustici, nè sul clorato di potassa. La più gran parte delle sostanze organiche vengono alterate e decomposte da questo acido; perciò quando una scheggia di legno o un pezzo di sughero cadono nell'acido solforico del commercio, questi corpi si carbonizzano, e l'acido diventa di color bruno.

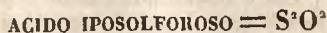
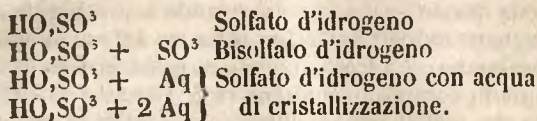
L'acqua che questo composto contiene vi è ritenuta da un' affinità fortissima, tanto che non si può espellere col semplice riscaldamento, e sta all'acido anidro, cui è combinata, nello stesso rapporto atomico che la base all'acido ne' solfati neutri. Barreswill ha osservato che l'acido fosforico anidro può togliere all'acido solforico monoidrato l'acqua basica che contiene, e trasformarlo in acido solforico anidro. Difatti disciogliendo l'acido fosforico anidro nell'acido solforico monoidrato, il miscuglio si opera con innalzamento di temperatura; la soluzione che ne risulta non esercita nessuna azione corrosiva, nè sul legno, nè sulla carta, e riscaldata, sviluppa vapori di acido solforico anidro.

Oltre a questa combinazione, l'acido solforico anidro e l'acqua ne formano delle altre. Così raffreddando a 0° dell'acido solforico di Nordhausen, si separano de' cristalli ben terminati, bianchi e trasparenti, in cui, secondo Mitscherlich, un equivalente d'acqua è combinato con due di acido solforico anidro. Col riscaldamento questo composto si risolve in acido solforico anidro, che si volatilizza, ed in acido monoidrato. Un'altra combinazione si forma aggiungendo all'acido solforico monoidrato una quantità d'acqua eguale a quella che vi è già contenuta, condizione che si ottiene facilmente, mescolando insieme 100 parti in peso di acido solforico comune, con 18,5 di acqua. Il liquido si riscalda fortemente durante la mistione; quando la sua temperatura è scesa a + 16° ha una densità di 1,78, e raffreddato vicino a 0°, produce dei cristalli voluminosi e trasparenti. Questi cristalli si fondono alla temperatura di + 7°, secondo Keir, e contengono un equivalente di acido solforico anidro e due di acqua. Tale composto si può riguardare come un solfato d'idrogeno con acqua di cristallizzazione, il quale contiene per conseguenza l'acqua in due stati diversi, cioè un equivalente allo stato di acqua basica, l'altro allo stato di acqua di cristallizzazione. Per tal ragione si può col riscaldamento espellere quest'ultimo equivalente d'acqua, ma non già il primo.

Ho già avvertito che l'acido solforico comune, quando si combina coll'acqua, produce un grande aumento di temperatura, e che nel tempo stesso il volume del miscuglio si contrae di qualche centesimo. Entrambi questi fenomeni cessano di manifestarsi, quando l'acido si trova unito ad una quantità totale di acqua tripla di quella che già conteneva. Pare da ciò doversi inferire che esiste una combinazione di tre equivalenti d'acqua ed uno di acido solforico anidro, oltre la quale

non se ne formano altre. Tale composto per quanto venga raffreddato non cristallizza, e rappresenta un solfato d'idrogeno con due equivalenti d'acqua di cristallizzazione. L'acido solforico anidro, per conseguenza forma coll'acqua quattro composti a proporzioni definite, la cui composizione si deduce dalle formule seguenti :

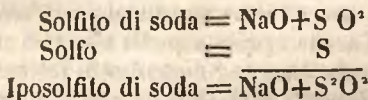
HO,SO^3 Solfato d'idrogeno
$HO,SO^3 + SO^3$ Bisolfato d'idrogeno
$HO,SO^3 + Aq$ } Solfato d'idrogeno con acqua
$HO,SO^3 + 2\,Aq$ } di cristallizzazione.

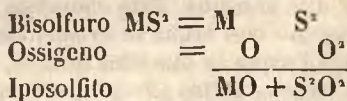
ACIDO IPOSOLFOROSO $= S^2O^2$

Sinonimi. — Acido solfosolforico.

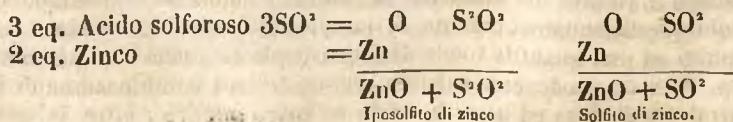
Questo acido non è stato ancora ottenuto allo stato libero, e non si conosce che in combinazioni colle basi.

Se si decompone un iposolfito per mezzo di un acido energico, l'acido iposolforoso, appena divenuto libero, si decompone, producendo acido solforoso, che si sviluppa allo stato di gas, e solfo che si precipita. Gl'iposolfiti si possono ottenere con diversi metodi :

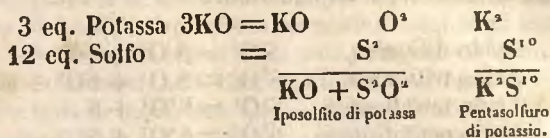
1° Facendo bollire con fiori di solfo in eccesso la soluzione di un solfito alcalino, a poco a poco il solfo si discioglie, ed il solfito si converte in iposolfito.

$$\begin{array}{lcl} \text{Solfito di soda} & = & NaO + S\,O^2 \\ \text{Solfo} & = & S \\ \hline \text{Iposolfito di soda} & = & NaO + S^2O^2 \end{array}$$

2° Lasciando esposte al contatto dell'aria le soluzioni dei solfuri alcalini, assorbono ossigeno e si trasformano prima in ossido e bisolfuro, poi in iposolfito.

$$\begin{array}{lcl} \text{Bisolfuro } MS^2 & = & M \quad S^2 \\ \text{Ossigeno} & = & O \quad O^2 \\ \hline \text{Iposolfito} & & MO + S^2O^2 \end{array}$$

3° Trattando con una soluzione di acido solforoso lo zinco, il ferro, il manganese, il metallo si discioglie senza sviluppo di gas, trasformandosi, parte in solfito, parte in iposolfito.

$$\begin{array}{lcll} \text{3 eq. Acido solforoso } 3SO^2 & = & O \quad S^2O^2 & O \quad SO^2 \\ \text{2 eq. Zinco} & = & Zn & Zn \\ \hline & & ZnO + S^2O^2 & ZnO + SO^2 \\ & & \text{Iposolfito di zinco} & \text{Solfito di zinco.} \end{array}$$

4° Finalmente si preparano ancora gl'iposolfiti alcalini, facendo bollire con un eccesso di fiori di solfo le soluzioni di potassa, di soda e di barite. Oltre l'iposolfito, si forma in tal caso un polisolfuro:

$$\begin{array}{llll} 3\text{ eq. Potassa } 3KO = & KO & O^2 & K^2 \\ 12\text{ eq. Solfo } \quad = & & S^2 & S^{10} \\ \hline & KO + S^2O^2 & & K^2S^{10} \end{array}$$

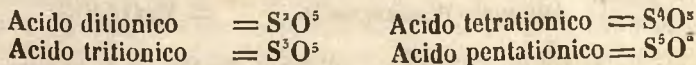
Iposolfito di potassa — Pentasolfuro di potassio.

Composizione. — Sebbene nell'acido iposolforoso gli equivalenti di solfo e di ossigeno siano nel rapporto di 1 : 1, non si potrebbe rappresentare questo acido colla formula SO, mentre ciascun equivalente di base si combina con 48 parti in peso di acido iposolforoso, che racchiude

2 eq. Solfo	32
2 eq. Ossigeno	16
1 eq. Ac. iposolforoso. .	48

L'equivalente dell'acido iposolforoso è adunque rappresentato dalla formula S^2O^2.

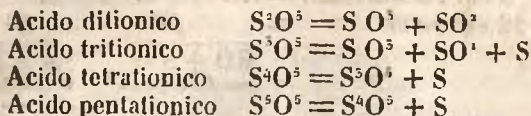
ACIDI POLITIONICI

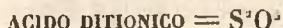
Oltre i tre ossiacidi di cui ci siamo occupati, il solfo e l'ossigeno formano altri quattro composti, tre de'quali sono stati scoperti in questi ultimi tempi. Tali corpi presentano delle particolarità notevolissime, tanto dal lato della composizione, nella quale s'incontrano de'rapporti inusitati ne'composti minerali, quanto dal lato delle proprietà. Gli acidi politionici contengono cinque equivalenti di ossigeno combinati a due, a tre, a quattro ed a cinque equivalenti di solfo, come apparisce dalle formule seguenti:

Acido ditionico $= S^2O^5$ — Acido tetrationico $= S^4O^5$
Acido tritionico $= S^3O^5$ — Acido pentationico $= S^5O^5$

L'acido pentationico è per conseguenza isomero coll'acido iposolforoso, mentre in entrambi gli equivalenti del solfo e dell'ossigeno stanno nel rapporto di 1 : 1; ma mentre l'equivalente dell'acido iposolforoso è 48, perchè contiene due equivalenti di ciascuno elemento, quello dell'acido pentationico è invece 120, e contiene cinque equivalenti di solfo ed altrettanti di ossigeno.

Gli acidi politionici hanno pochissima stabilità, e si decompongono, tanto più facilmente, per quanto maggiore è la quantità di solfo che contengono. Tale decomposizione ha luogo soprattutto per l'azione del ca-

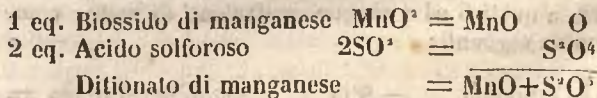
lore; ma talvolta si manifesta anche all'ordinaria temperatura, massime se la soluzione è molto concentrata. I prodotti che ne risultano dipendono dalla composizione dell'acido e dalla stabilità del prodotto, e sono indicati dalle seguenti equazioni:

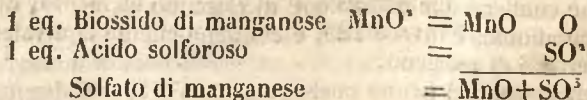
Acido ditionico	$S^2O^5 = S\,O^3 + SO^2$
Acido tritionico	$S^3O^5 = S\,O^3 + SO^2 + S$
Acido tetrationico	$S^4O^5 = S^3O^5 + S$
Acido pentationico	$S^5O^5 = S^4O^5 + S$

Questi corpi sono liquidi e senza colore, di sapore acido, saturano tutti un equivalente di base, e formano de'sali solubili cogli ossidi di calcio, di bario, di stronzio e di piombo. Uno è il metodo che s'impiega per isolarli da'loro sali, e consiste nel decomporre il sale di barite corrispondente per mezzo dell'acido solforico. Trattati con un eccesso di potassa, si decompongono, ad eccezione dell'acido ditionico, trasformandosi in solfito ed in iposolfito: non si forma mai nè solfato nè solfuro. L'acido pentationico sotto l'influenza della potassa si converte in iposolfito, senza altro prodotto, il che s'intende senza difficoltà, avendo già fatto notare che l'acido pentationico e l'acido iposolforoso sono isomeri. Finalmente il cloro trasforma gli acidi politionici in acido solforico, ad eccezione dell'acido ditionico.

ACIDO DITIONICO = S^2O^5

Sinonimi. — Acido iposolforico.

Questo acido fu scoperto da Gay-Lussac e Welter nel 1819.

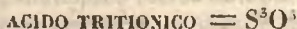
Preparazione. — Facendo passare dell'acido solforoso in un miscuglio di acqua e di biossido di manganese ridotto in polvere finissima, il gas viene assorbito, il biossido si discioglie in parte, e si forma un sale solubile, che è il ditionato di manganese:

1 eq. Biossido di manganese	MnO^2	$= MnO \quad O$
2 eq. Acido solforoso	$2SO^2$	$= \quad S^2O^4$
Ditionato di manganese		$= MnO + S^2O^5$

Se invece di far passare il gas nell'acqua fredda, si fa passare nella calda, in tal caso la reazione si stabilisce tra un equivalente di biossido ed uno di acido solforoso, il quale si trasforma in acido solforico, ed invece di ditionato, si ottiene solfato di manganese:

1 eq. Biossido di manganese	MnO^2	$= MnO \quad O$
1 eq. Acido solforoso		$= \quad SO^2$
Solfato di manganese		$= MnO + SO^3$

Il prodotto della reazione varia adunque a seconda della temperatu-

ra, e però bisogna raffreddare il liquido artificialmente, per impedire che si riscaldi in virtù del calorico che si sprigiona per effetto dell'azion chimica; ciò non ostante, oltre il ditionato, la soluzione contien sempre una certa quantità di solfato di manganese. Versando nel liquido una soluzione di barite, si precipita non solo l'ossido di manganese, ma ancora l'acido solforico allo stato di solfato di barite, e resta disciolto il solo acido ditionico allo stato di ditionato di barite. Per isolare l'acido, si precipita la barite per mezzo dell'acido solforico, e si evapora la soluzione filtrata nel vuoto pneumatico. Quando la sua densità è arrivata a 1,347, ha raggiunto il massimo grado di concentrazione che può sopportare senza decomporsi, e se si concentrasse di più, si trasformerebbe in acido solforico ed in acido solforoso.

Proprietà. — L'acido anidro non si può ottenere. L'acido acquoso è un liquido senza colore e senza odore, ha sapore acido, ed arrossa fortemente la tintura di laccamuffa. Ad una temperatura inferiore a quella dell'acqua bollente si decompone, trasformandosi in acido solforico ed in acido solforoso. Nel vuoto della macchina pneumatica subisce la stessa decomposizione, quando si cerca di concentrarlo oltre il limite di sopra indicato. Lasciato in contatto dell'aria, secondo Heeren, ne attira l'ossigeno e si converte in acido solforico. Il cloro, il biossido di manganese, e lo stesso acido azotico non l'alterano all'ordinaria temperatura; ma al calore dell'ebollizione lo convertono in acido solforico.

ACIDO TRITIONICO $= S^3O^5$

Sinonimi. — Acido solfoiposolforico.

È stato scoperto da Langlois.

Preparazione. — Il tritionato di potassa si prepara facendo digerire con fiori di solfo una soluzione di bisolfito di potassa per tre o quattro giorni ad una temperatura inferiore a 80°. Dopo un certo tempo il liquido si colora in giallo, e quando la reazione è finita, torna a scolorarsi; filtrando la soluzione ancora calda, col raffreddamento cristallizza il sale di potassa, che ha per formula $KO+S^3O^5$. Trattando allo stesso modo il bisolfito di barite, si ottiene il tritionato di barite$=BaO+S^3O^5$, il quale decomposto per mezzo dell'acido solforico, dà l'acido tritionico. I sali di questo acido si possono ancora preparare con altri metodi. Facendo passare dell'acido solforoso nella soluzione concentrata d'un iposolfito, si forma, secondo Plessy, un tritionatò. Lo stesso risultato si ottiene abbandonando alla decomposizione spontanea gl' iposolfiti di zinco, di cadmio o di piombo. Si possono infine preparare i tritionati, secondo Baumann, facendo digerire con fiori di solfo i ditionati corrispondenti, ad una temperatura di 70°. Un equivalente di solfo ed uno di acido ditionico, combinandosi insieme, formano un equivalente di acido tritionico.

Proprietà. — La soluzione di questo acido si può concentrare nel vuoto della macchina pneumatica, ma riscaldata si decompone facilmente

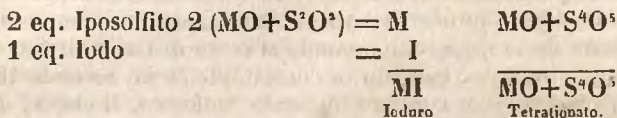
in solfo ed in acido solforoso. Precipita in nero l'azotato di sottossido di mercurio, carattere che può servire a distinguere l'acido tritionico dagli altri acidi di questa serie, i quali collo stesso reagente danno dei precipitati gialli, che non diventano neri che al calore dell'ebollizione.

ACIDO TETRATIONICO $= S^4O^5$

Sinonimi. — Acido iposolforico bisolforato.

La sua scoperta è dovuta a Fordos e Gélis.

Preparazione. — Disciogliendo dell'iodo nella soluzione d'un iposolfito alcalino, nel rapporto di un equivalente d'iodo per due d'iposolfito, la metà della base del sale si trasforma in ioduro, e l'ossigeno combinandosi a due equivalenti di acido iposolforoso, lo converte in acido tetrationico, che dal suo canto si unisce all'altra metà della base per formare un tetrationato:

$$\begin{array}{llll} \text{2 eq. Iposolfito } 2(MO+S^2O^2) & = M & & MO+S^4O^5 \\ \text{1 eq. Iodo} & = I & & \\ \hline & MI & & MO+S^4O^5 \\ & \text{Ioduro} & & \text{Tetrationato.} \end{array}$$

Applicando questo metodo all'iposolfito di barite, si ottiene il tetrationato di barite, da cui si separa l'acido, precipitando la base con acido solforico. Filtrato il liquido acido, e separato per tal modo dal solfato di barite, si evapora nel vuoto, finchè abbia acquistato una consistenza siropposa.

Proprietà. — L'acido così ottenuto non ha nè colore nè odore; il suo sapore è acido. Col riscaldamento si decompone, se è molto concentrato, trasformandosi in acido solforico, ed in solfo che si precipita; ma diluito con sufficiente quantità di acqua, si può farlo bollire senza che per questo si alteri. L'acido solforico e l'acido idroclorico non vi hanno azione; l'acido nitrico al contrario lo decompone, precipitando del solfo. L'acido tetrationico produce de'sali solubili colla barite, coll'ossido di zinco, di rame, di piombo, di ferro, e con la più parte delle altre basi; precipita in bianco il protocloruro di stagno ed il sublimato corrosivo, in nero i sali di argento.

ACIDO PENTATIONICO $= S^5O^5$

Sinonimi. — Acido iposolforico trisolforato.

È stato scoperto da Wackenroder.

Preparazione. — L'acido pentationico si prepara facendo agire l'idrogeno solforato sull'acido solforoso in presenza dell'acqua. Si deposita un'abbondante quantità di solfo, mentre l'acido resta disciolto nel liquido. Sobrero e Selmi vi hanno trovato inoltre dell'acido tetrationico, dell'acido iposolforoso e dell'acido solforico, i quali derivano dalla decomposizione secondaria dell'acido pentationico primamente formato.

Secondo Ludwig, si ottiene ancora dell'acido pentationico, facendo reagire una soluzione acquosa di acido solforoso sul bisolfuro d' idrogeno coll'aiuto del calore, e facendo bollire il liquido, finchè l'eccesso dell'acido solforoso siasi sviluppato.

Proprietà. — Le proprietà dell' acido pentationico sono pochissimo conosciute. Si sa solamente che colla barite forma un sale solubile e cristallizzabile: la composizione dell' acido è stata dedotta dall' analisi di quest' ultimo sale.

CLORURI DI SOLFO

Facendo arrivare del gas cloro ben disseccato in una boccia contenente de' fiori di solfo, i due corpi si combinano. Finchè il solfo predomina, il composto che si produce è il sottocloruro=S^2Ch in forma di liquido giallo. Quando il cloro è in eccesso, il colore del liquido diventa rosso bruno, e quando finalmente il cloro che vi si fa passare non è più assorbito, si ha il protocloruro di solfo=SCh.

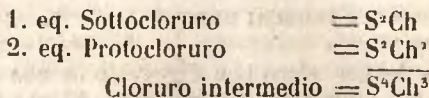
Sottocloruro = S^2Ch — Per prepararlo comodamente si può fare uso dell'apparecchio rappresentato dalla *fig. 26*. Il cloro si sviluppa nel pallone A dal solito miscuglio di sal marino, perossido di manganese e acido solforico diluito; si lava passando nell' acqua contenuta nella boccia a tre gole B, poi si dissecca passando a traverso un tubo di vetro pieno di cloruro di calcio, ed in tale stato arriva in contatto del solfo contenuto nella storta tubulata D. Per favorire la reazione, si riscalda la storta ad una temperatura superiore a 100°. Il cloro trovandosi in presenza di un eccesso di solfo, non forma che sottocloruro, il quale distilla e si raccoglie nel recipiente E raffreddato da un getto continuo d'acqua che vi cola alla superficie. Si continua in tal modo, finchè tutto il solfo della storta sia passato nel recipiente. Il liquido così ottenuto contiene una gran quantità di solfo allo stato libero, da cui si può separare per mezzo della distillazione.

Il sottocloruro di solfo è un liquido denso, di color giallo di succino, e di odore disgustosissimo. La sua densità è di 1,687 allo stato liquido, e bolle a 138°. Si decompone lentamente in contatto dell'acqua producendo acido solforico, acido solforoso, e solfo che si precipita. Messo in contatto dell'arsenico, dell' antimonio o dello stagno ridotti allo stato di polvere o di limatura, viene immediatamente decomposto da tali sostanze, il miscuglio si riscalda, ed il corpo decomponente adoperato, combinandosi tanto col solfo quanto col cloro, produce un solfuro ed un cloruro. I solfuri di arsenico e di antimonio agiscono allo stesso modo, trasformandosi ne'rispettivi cloruri. All' incontro il ferro, lo zinco, il nichelio, il rame, il bisolfuro di stagno non vi hanno nessuna azione.

Protocloruro = SCh — Facendo passare del cloro nel composto precedente, finchè ricusi di assorbirne, si ottiene per prodotto il protocloruro di solfo.

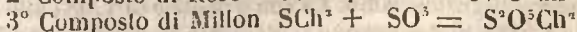
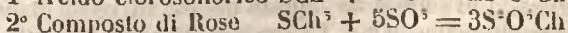
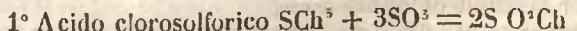
È un liquido rosso scuro, che in contatto dell' aria spande de' vapori

giallastri, molto densi e di odore insopportabile. La densità del liquido è di 1,620. Riscaldato alla temperatura di 64°, comincia a bollire; ma nel tempo stesso si decompone con isviluppo di gas cloro, e si trasforma in un liquido di color giallo aranciato carico, il quale bolle alla temperatura costante di 78° senza decomporsi. Questo prodotto è considerato da alcuni come un composto a proporzioni definite, e si ritiene formato da un equivalente di sottocloruro e due di protocloruro, di guisa che la sua formula sarebbe:

1. eq. Sottocloruro $= S^2Ch$
2. eq. Protocloruro $= S^2Ch^2$
Cloruro intermedio $= S^4Ch^3$

Bicloruro $= SCh^2$ — Non si conosce allo stato libero, ma è stato ottenuto da Rose in combinazione co' cloruri di stagno, di titanio e di antimonio, esponendo all'azione del cloro i rispettivi solfuri.

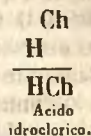
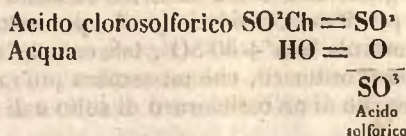
OSSICLORURI DI SOLFO

Si conoscono tre composti di solfo, cloro, e ossigeno, e probabilmente n'esistono degli altri, che non sono stati ancora ottenuti. Alcuni Chimici riguardano tali composti come combinazioni degli ossiacidi del solfo co' rispettivi cloruri; altri preferiscono considerarli come ossiacidi del solfo in cui l'ossigeno è parzialmente sostituito dal cloro, e questa ultima opinione è forse preferibile alla prima. La composizione di tali corpi è rappresentata dalle seguenti formule, secondo le due ipotesi:

1° Acido clorosolforico $SCh^3 + 3SO^3 = 2S\,O^2Ch$
2° Composto di Rose $SCh^3 + 5SO^3 = 3S^2O^5Ch$
3° Composto di Millon $SCh^3 + SO^3 = S^2O^3Ch^2$

1° Ossicloruro (Acido clorosolforico) $= SO^2Ch$ — Questo composto singolare, la cui scoperta è dovuta a Regnault, si ottiene esponendo ai raggi diretti del sole un miscuglio di cloro e acido solforoso perfettamente disseccati. Se il sole è gagliardo, dopo alcune ore si forma un vapor bianco, che si condensa in gocciole trasparenti sulla interna superficie dei vasi; ciò non ostante l'azione è lenta, difficile, e sempre parziale. Si depura il prodotto, distillandolo sul mercurio, il quale ritiene il cloro che potrebbe racchiudere allo stato libero, e trascurando le prime porzioni, che contengono molto acido solforoso.

L'acido clorosolforico è un liquido trasparente, senza colore e di odore irritante. La sua densità allo stato liquido è 1,659 a 20°; quella del vapore è 4,665; bolle verso 77°. Si decompone rapidamente in con-

tatto dell'acqua, producendo acido solforico ed acido idroclorico, e più rapidamente ancora in contatto dell'alcole.

Acido clorosolforico	$SO^2Ch =$	SO^2	Ch
Acqua	$HO =$	O	H
		SO^3 Acido solforico	HCh Acido idroclorico.

Le soluzioni alcaline, ed in generale le basi idrate lo decompongono, producendo un solfato ed un cloruro. Le basi anidre al contrario non vi hanno azione, per modo che si può distillarlo colla calce o colla barite anidra, senza che subisca la menoma alterazione. Il nome di acido clorosolforico dato a questo composto non è per conseguenza molto appropriato, mentre non si combina con nessuna base: l'ho ritenuto al solo oggetto di rammentare l'analogia che si osserva tra la sua composizione e quella dell'acido solforico anidro. Vedremo a tempo opportuno de'composti analoghi, i quali hanno cogli acidi cromico, tunstico e molibdico le stesse relazioni che l'acido clorosolforico ha coll' acido solforico.

2º Ossicloruro $= S^2O^5Ch$ — Questo composto scoperto da Rose, si ottiene saturando il protocloruro di solfo col gas cloro, aggiungendovi dell'acido solforico di Nordhausen, e distillando la mescolanza. Sulle prime passa dell'acido solforico anidro, poi distilla il composto in esame. Ciò che rimane nella storta è dell'acido solforico monoidrato. Ridistillando il prodotto con precauzione, si separa da qualche traccia di acido solforico che potrebbe contenere. Per la composizione corrisponde a un doppio equivalente d'acido solforico anidro, in cui un equivalente di ossigeno è sostituito dal cloro. In contatto dell'acqua si decompone, producendo un equivalente di acido idroclorico e due di acido solforico.

3º Ossicloruro $= S^2O^3Ch^2$ — Questo corpo, scoperto da Millon, si può riguardare come acido ditionico allo stato anidro, in cui due equivalenti di cloro tengono il luogo di due equivalenti di ossigeno.

Si prepara facendo passare del cloro umido nel protocloruro di solfo, e raffreddando il vaso, in cui si fa l'esperienza, con un miscuglio di ghiaccio e sal marino: il composto cristallizza, talvolta in aghetti sottili, tal altra in lamine romboidali. Mettendo questi cristalli in contatto dell'acqua, ovvero dell'alcole, si decompongono rapidamente, talchè il liquido viene scagliato da tutte le parti. Abbandonati a se stessi in un tubo bene asciutto ed ermeticamente chiuso, si trasformano a capo di alcuni mesi in un liquido leggermente colorato in giallo, che è una modificazione isomera. Il corpo liquido per altro non ripassa alla modificazione solida, nè col raffreddamento a — 18°, nè con altro mezzo. In contatto dell'acqua o dell'alcole si decompone tranquillamente, trasformandosi in acido solforico, acido solforoso e acido idroclorico.

Rose avendo saturato prima con cloro, poi con vapori di acido solforico anidro del protocloruro di solfo, ottenne un liquido, che lasciato

a se stesso per 17 anni in una boccia ben chiusa, avea depositato una sostanza in cristalli bianchi radiati, i quali decomponevano l'acqua con una specie di esplosione, generando acido solforico ed acido idroclorico. Sebbene il Chimico precitato consideri questo prodotto come un composto definito della formula $SCh^3 + 30\,SO^3$, tale composizione si allontana talmente dai rapporti ordinarii, che mi sembra più ragionevole riguardarlo come un miscuglio di un ossicloruro di solfo e di acido solforico anidro.

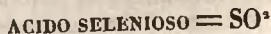
COMPOSTI CHE HANNO PER RADICALE IL SELENIO

SeO^2 . . . . Acido selenioso	Se^2Ch . . . . Sottocloruro di selenio
SeO^3 . . . . Acido selenico	$SeCh^2$ . . . . Bicloruro di selenio
SeS^2 . . . . Bisolfuro di selenio	$SeBr^2$?. . . . Bromuro di selenio.

OSSIDO DI SELENIO

Preparazione. — Questo corpo si forma, insieme a qualche traccia di acido selenioso, tutte le volte che si riscalda fortemente il selenio in seno dell'aria, ovvero del gas ossigeno. Allo stato puro non si è peranche ottenuto; però se ne ignora la composizione quantitativa, e per conseguenza anche la formula.

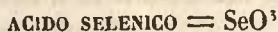
Proprietà. — L'ossido di selenio è gassoso, senza colore, e senza azione sulle tinture vegetabili. Nell'acqua è pochissimo solubile; non si combina con gli alcali, e non ha nessuna delle reazioni che caratterizzano gli acidi. Il suo odore è somigliantissimo a quello delle rape putrefatte; e quell'odor caratteristico che si sviluppa dal selenio riscaldato all'aria libera, appartiene all'ossido di selenio che si forma in tal circostanza (1).

ACIDO SELENIOSO = SO^2

Preparazione. — Il selenio riscaldato in un gran recipiente pieno di gas ossigeno, si volatilizza senza accendersi, e si trasforma in ossido di selenio con qualche traccia di acido selenioso; ma se si fa la stessa esperienza in una pallina di vetro, il selenio si accende quando comincia a bollire, e brucia con fiamma pallida di colore azzurro simile a quella del solfo. Il prodotto di tale combustione è l'acido selenioso anidro, che si sublima e cristallizza.

(1) Secondo Sacc, l'ossido di selenio non esiste, e l'odor di cavolo marcio, che si sente quando si riscalda il selenio in contatto dell'aria, sarebbe dovuto ad una traccia di seleniuro d'idrogeno, che si formerebbe per l'azione del selenio sul vapor d'acqua contenuto nell'aria. Difatti l'aria perfettamente secca non produce, secondo lo stesso Chimico, odore di sorta. Questo soggetto merita per conseguenza di essere nuovamente esaminato.

Per ottenere l'acido selenioso idrato si raccomanda di riscaldare il selenio in contatto dell'acido azotico; quest'ultimo abbandona porzione del suo ossigeno, che s'impiega ad acidificare il selenio, e si trasforma in biossido d'azoto. Invece di acido azotico, si può anche far uso di acqua regia, o sia mescolanza di acido azotico ed acido idroclorico. In ambi i casi l'acido selenioso resta disciolto nel liquido, e coll'evaporazione cristallizza. Secondo Millon, l'ossidazione del selenio è rapidissima e totale, quando si riscalda con acido azotico, cui si è aggiunto un poco di clorato di potassa.

Proprietà. — L'acido selenioso è solido, bianco, senza odore, di sapore acidissimo, solubile nell'acqua e nell'alcole. Arrossa fortemente la tintura di laccamuffa, e cristallizza in lunghi prismi striati, come il nitro. Quando viene riscaldato, si volatilizza, producendo un vapore di color giallo simile al cloro. Questo vapore si condensa sulle parti fredde dell'apparecchio in lunghi aghi prismatici, i quali non contengono acqua combinata; ma esposti all'aria, ne attirano l'umidità e cadono in deliquescenza. L'acido selenioso è un acido energico, capace di espellere l'acido nitrico e l'acido idroclorico delle loro combinazioni. Lo zinco, il ferro, l'acido solforoso lo decompongono impadronendosi di tutto il suo ossigeno e precipitandone il selenio: i due primi si trasformano in ossidi, l'ultimo in acido solforico.

ACIDO SELENICO = SeO^3

Preparazione. — Per ottenere l'acido selenico, si mescola intimamente una parte di selenio con tre di nitro, o sia azotato di potassa, e si fa deflagrare il miscuglio in un crogiuolo di platino rovente. Il selenio decompone l'acido azotico del nitro, e tre equivalenti del suo ossigeno, combinandosi col selenio, formano acido selenico, che si unisce alla potassa, per formare seleniato di potassa, e resta del biossido d'azoto che si sviluppa.

Si discioglie nell'acqua il seleniato di potassa preparato con questo metodo, si versa dell'azotato di piombo nella soluzione, si raccoglie il seleniato di piombo che si precipita, e si decompone con idrogeno solforato. Dalla reazione di questi due corpi risultano solfuro di piombo che si precipita, acqua, ed acido selenico che resta disciolto. Per ridurre l'acido selenico al massimo grado di concentrazione, si evapora la soluzione nel vuoto accanto all'acido solforico.

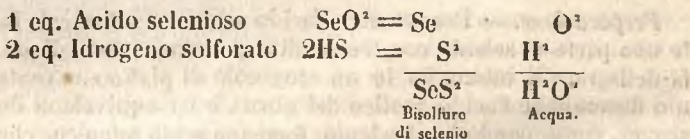
Proprietà. — L'acido selenico anidro non è stato ancora ottenuto: quello che si prepara col metodo dianzi descritto contiene un equivalente d'acqua che vi fa l'ufficio di base, ed il composto corrisponde per conseguenza all'acido solforico comune, cui somiglia ancora per moltissime proprietà. In tale stato è un liquido senza colore e senza odore, di consistenza oleosa, di sapor caustico ed acidissimo. Attira prontamente l'umidità dell'aria, e mescolato coll'acqua, produce un grande aumento di temperatura. Si può riscaldarlo fino a 280°, senza decomporlo; ma ad un maggior grado di calore si scinde in ossigeno

ed in acido selenioso. Lo zinco ed il ferro si disciolgono nell'acido selenico diluito, senza decomporlo, e sviluppano gas idrogeno. Coll'aiuto del riscaldamento scioglie il rame ed anche l'oro, i quali si ossidano, e lo convertono parzialmente in acido selenioso; ma non ha nessun'azione sul platino. Riscaldato coll'acido idroclorico si decompone egualmente sviluppando gas cloro, e si trasforma in acido selenioso.

L'acido selenico ha tale affinità per le basi, che è appena superato dall'acido solforico. Le sue combinazioni cogli ossidi metallici somigliano del tutto ai solfati corrispondenti, per il colore, per la forma cristallina, e per tutte le altre proprietà esteriori. Nonpertanto si distinguono agevolmente, perchè riscaldate col carbone deflagrano, come fa il nitro nelle stesse circostanze, e riscaldate coll'acido idroclorico, sviluppano cloro, proprietà che non si osservano ne' solfati.

BISOLFURO DI SELENIO $= SeS^2$

Fondendo insieme solfo e selenio, questi due corpi si possono combinare in tutte le proporzioni immaginabili. Il composto che risulta da tale mescolanza ha colore e proprietà diverse, a seconda delle proporzioni de'componenti. Volendo un composto definito, bisogna decomporre una soluzione acquosa di acido selenioso per mezzo dell'idrogeno solforato: per doppia decomposizione si forma acqua e bisolfuro di selenio.

1 eq. Acido selenioso	$SeO^2 =$	Se	O^2
2 eq. Idrogeno solforato	$2HS =$	S^2	H^2
		SeS^2 Bisolfuro di selenio	H^2O^2 Acqua.

Il liquido s'intorbida e prende un bel colore cedrino; ma il bisolfuro di selenio si deposita lentissimamente. Si accelera l'operazione riscaldando il liquido, dopo di avervi aggiunto qualche goccia di acido idroclorico. Il bisolfuro allora si precipita in massa coerente ed elastica, di color rosso di fuoco.

Questo composto si agglomera alla temperatura dell'acqua bollente; un poco al di sopra di questo limite si fonde, ad una temperatura maggiore bolle e distilla. Dopo il raffreddamento è di color giallo rossastro, trasparente, e somiglia all'orpimento fuso. Riscaldato in contatto dell'aria, si accende; ma sulle prime brucia il solfo solamente, tramandando un odore di acido solforoso misto a quello dell'ossido di selenio. L'acido azotico vi ha pochissima azione, l'acqua regia all'incontro lo decompone facilmente. Si discioglie nelle soluzioni di soda e di potassa.

CLORURI DI SELENIO

Facendo passare una corrente di gas cloro in una pallina di vetro, in cui si è messo qualche pezzo di selenio, il cloro viene assorbito, il composto si riscalda, e poscia si fonde in un liquido bruno. Se si continua a far passare del cloro, questo primo composto cambia interamente d'aspetto, e si trasforma in un corpo solido e bianco, che è il bicloruro di selenio $= SeCh^2$. Quest'ultimo riscaldato, si volatilizza senza fondersi, e si riduce in vapori di color giallo, che condensandosi cristallizzano. Messo in contatto dell'acqua, vi si discioglie con aumento di temperatura, e poi la decompone, producendo acido idroclorico ed acido selenioso.

Se si riscalda un miscuglio di selenio e di bicloruro, i due corpi si combinano, formando un liquido di color bruno; e se si satura questo liquido di selenio, finchè ricusi di sciogliere altra quantità, si forma un altro composto, che pare a proporzioni costanti, e che secondo l'analisi di Berzelius, ha per formula Se^2Ch, composizione corrispondente a quella del sottocloruro di solfo.

BROMURO DI SELENIO

Secondo Serullas, si prepara facendo cadere de' pezzetti di selenio nel bromo liquido: la reazione è molto veemente, ed è accompagnata da aumento di temperatura. Col raffreddamento, il composto si solidifica in massa di color rancione solubile nell'acqua. La composizione di questo corpo è probabilmente analoga a quella del bicloruro, sicchè la sua formula probabile è $SeBr^2$.

COMPOSTI CHE HANNO PER RADICALE IL TELLURIO

TeO^2	. . . Acido telluroso	$TeBr$	. . Protobromuro di tellurio
TeO^3	. . . Acido tellurico	$TeBr^2$	. . Bibromuro di tellurio
TeS^2	. . . Bisolfuro di tellurio	TeI	. . Protoioduro di tellurio
TeS^3	. . . Trisolfuro di tellurio	TeI^2	. . Biioduro di tellurio
$TeCh$	.... Protocloruro di tellurio	TeF^2	. . Bifluoruro di tellurio.
$TeCh^2$	. . Bicloruro di tellurio		

ACIDO TELLUROSO $= TeO^2$

Questo acido possiede due modificazioni isomere, che si possono trasformare l'una nell'altra in determinate condizioni. Berzelius distingue questi due stati coi nomi di *acido alfatelluroso* e *betatelluroso*.

Acido alfatelluroso. — Si prepara in più maniere. Sciogliendo il tellurio ridotto in polvere fine nell'acido azotico per mezzo del riscaldamento, e lasciando la soluzione a sè stessa, dopo alcune ore si precipita l'acido alfatelluroso in grani cristallini.

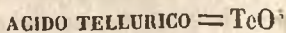
Si ottiene ancora versando acqua bollente in una soluzione del pari bollente di cloruro di tellurio nell'acido idroclorico, nel qual caso l'acido cristallizza col raffreddamento del liquido.

È pochissimo solubile nell'acqua, e la soluzione non arrossa la laccamuffa; ma se allo stato umido si mette sopra un pezzo di carta azzurra, sulle prime non vi produce verun cambiamento, ma a lungo andare la colora in rosso ne'punti di contatto. È poco solubile negli acidi, pochissimo nell'ammoniaca e ne' carbonati alcalini; al contrario si scioglie immediatamente nella potassa e nella soda caustiche.

Riscaldato, prende un bel color giallo cedrino, e torna a diventar bianco raffreddandosi. Al calor rosso scuro si fonde in un liquido trasparente di color giallo cupo, il quale nel raffreddarsi si solidifica in una massa bianca e cristallina. Fuso col borace si riduce, producendo una specie di esplosione. Se si fa fondere coi carbonati alcalini, forma de'telluriti; ma in tal caso passa alla modificazione seguente.

Acido betatelluroso. — Si ottiene precipitando con acqua fredda la soluzione di tellurio nell'acido azotico, ovvero il cloruro di tellurio. Meglio ancora si arriva allo stesso scopo, decomponendo con acido azotico in leggiero eccesso una soluzione di tellurito di potassa. In tutti questi casi si precipita dell'acido betatelluroso idrato, il quale ha l'aspetto di una materia bianca e terrosa; il suo sapore è acre e metallico, ed arrossa prontamente la tintura di laccamuffa. È discretamente solubile nell'acqua, e la soluzione ha reazioni acide; è solubilissimo negli acidi, e negli alcali fissi, abbastanza solubile nell'ammoniaca e ne'carbonati alcalini. Col riscaldamento, prima si trasforma in acido alfatelluroso; poscia per l'azione consecutiva del calore, si fonde, come fa quest'ultimo, e raffreddandosi cristallizza. I telluriti contengono l'acido telluroso in quest'ultima modificazione soltanto, e se si tenta di combinare l'acido alfatelluroso con la potassa, ovvero con la soda, l'acido passa immediatamente all'altra modificazione, e si ottiene un betatellurito, per modo che gli alfatelluriti non sono stati ancora preparati.

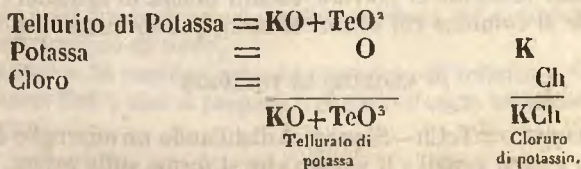
L'acido telluroso si combina con parecchi acidi, e forma de'composti d'apparenza salina. Per questa ragione l'acido telluroso è stato riguardato come una base, ed il tellurio come un metallo, opinione che è seguita anche oggigiorno da qualche Chimico di grido; nondimeno i composti di cui si ragiona mancano de' caratteri de' sali, e sono decomposti anche dall'acqua, che ne separa tutto l'acido telluroso. Vedremo in seguito altri ossiacidi deboli combinarsi con altri acidi più forti e dare origine a certe combinazioni, le quali piuttosto somigliano ad acidi doppi che a veri sali.

ACIDO TELLURICO $= TeO^3$

L'acido tellurico si conosce sotto due modificazioni diverse, come l'acido telluroso; ciascuna di queste è contrassegnata da speciali caratteri, che non permettono di confonderle, e combinandosi con le stesse basi formano de'sali, che differiscono fra di essi quanto gli acidi da cui

derivano. Berzelius chiama *acido alfatellurico* l'una di tali modificazioni, *acido betatellurico* l'altra.

ACIDO ALFATELLURICO — Si prepara calcinando l'acido betatellurico cristallizzato, ma non al punto di decomporlo. È una polvere di bel color giallo cedrino ed insolubile nell'acqua, sia fredda sia calda. L'acido idroclorico non vi ha azione alla temperatura comune; ma col riscaldamento lo discioglie lentamente, sviluppando gas cloro. Riscaldato fortemente, si decompone in ossigeno ed in acido telluroso.

ACIDO BETATELLURICO — Si può ottenere fondendo insieme nitro e tellurio; ma il metodo più sicuro per prepararlo è il seguente. Si fa fondere dell'acido telluroso con un peso eguale al suo di carbonato di potassa, si discioglie nell'acqua il tellurito di potassa che ne risulta, ed alla soluzione si aggiunge una quantità di potassa caustica eguale a quella del carbonato impiegato. Nella soluzione mista si fa passare una corrente di gas cloro, sino a che il precipitato che si forma sulle prime sia compiutamente ridisciolto. La soluzione sottoposta a questo trattamento, contiene tellurato di potassa e cloruro di potassio, che hanno origine dalla seguente reazione:

Tellurito di Potassa	=	$KO+TeO^2$	
Potassa	=	O	K
Cloro	=		Ch
		$KO+TeO^3$	KCh
		Tellurato di potassa	Cloruro di potassio.

Si versa nel liquido del cloruro di bario, che determina la formazione di un precipitato bianco di tellurato di barite, e si decompone quest'ultimo con una quantità equivalente di acido solforico: si forma solfato di barite insolubile, e nel liquido resta disciolto l'acido tellurico. Separata la soluzione acida dal solfato di barite, si concentra a bagno maria, e finalmente si fa cristallizzare coll'evaporazione spontanea. Per separare dai cristalli qualche traccia di acido solforico, che potrebbe ancora aderirvi, si riducono in polvere, e si lavano con alcole concentratissimo, nel quale l'acido tellurico è insolubile, poi si disciolgono nell'acqua, e si fanno cristallizzare di nuovo.

L'acido betatellurico si separa dalle sue soluzioni in cristalli voluminosi, che sono de' prismi esagoni. È solubile nell'acqua e nell'alcole acquoso; ma poco o punto nell'alcole anidro. Arrossa debolmente le tinture azzurre, ed ha un sapore metallico somigliantissimo a quello dell'azotato d'argento. In tale stato contiene un equivalente d'acqua, che vi fa le veci di base, e due equivalenti d'acqua di cristallizzazione, sicchè ha per formula HO,TeO^3+2Aq. Se si riscalda ad una temperatura maggiore di 100°, abbandona l'acqua di cristallizzazione che contiene, e si riduce in una polvere, la quale sembra giallastra finchè è ancor calda, ma raffreddata compiutamente, divien bianca di latte. Questo nuovo composto corrisponde ad un sale anidro, ed ha per formula HO

$+TeO^3$. L'acqua non lo discioglie che a stento, e coll'aiuto di un'ebollizione prolungata.

SOLFURI DI TELLURIO

Il tellurio forma col solfo due composti a proporzioni costanti, i quali per la loro composizione corrispondono all'acido telluroso ed all'acido tellurico, se non che l'ossigeno vi è surrogato da altrettanti equivalenti di solfo.

Bisolfuro$=TeS^2$ — Si prepara decomponendo l'acido telluroso per mezzo dell'idrogeno solforato: si forma acqua e bisolfuro di tellurio. Allo stato secco è una polvere di color bruno carico quasi nero. Riscaldato, si rammollisce e diviene bolloso; ad un maggior grado di calore si decompone. È solubile nella potassa caustica, e la soluzione è di color giallo intenso; si discioglie ancora ne'solfuri alcalini, co'quali forma de'composti che si chiamano *solfotelluriti*.

Trisolfuro$=TeS^3$—Si ottiene decomponendo con idrogeno solforato una soluzione tiepida di acido tellurico.

Si presenta in forma di polvere oscura dotata di splendore metallico, la quale si combina coi solfuri alcalini, per formare i *solfotellurati*.

CLORURI DI TELLURIO

Protocloruro$=TeCh$—Si prepara distillando un miscuglio di tellurio e bicloruro a parti eguali: il vapore che si forma sulle prime, si colora in rosso in contatto dell'aria contenuta nell'apparato; ma espulsa quest'ultima, acquista un color giallo. Il prodotto della distillazione è fusibilissimo, e più volatile del bicloruro. L'acqua lo decompone in acido telluroso, in tellurio ed in acido idroclorico.

Bicloruro$=TeCh^2$— Esponendo il tellurio ridotto in polvere e moderatamente riscaldato all'azione del gas cloro, la combinazione succede con tale vivacità, che spesso il tellurio s'infiamma. Per ottenere un composto saturo, bisogna farvi passare cloro per molto tempo, e finchè può assorbirne.

È bianco come la neve e riscaldato, si fonde in un liquido giallo, il quale poco prima di bollire diventa di color rosso intenso. Il suo vapore è giallo, ma condensandosi produce una polvere bianca non cristallina. Attira l'umidità dell'aria e diventa liquido; l'acqua fredda lo decompone in acido idroclorico, che resta disciolto, ed in acido betatelluroso idrato, che si precipita. L'acqua bollente lo discioglie, senza indurvi decomposizione visibile; ma col raffreddamento del liquido cristallizza l'acido alfatelluroso. Questo cloruro si combina coi cloruri di potassio e di ammonio, e forma certi composti cristallizzati di bel color giallo cedrino.

BROMURI, IODURI E FLUORURI DI TELLURIO

Bromuri — Il tellurio forma col bromo due composti, i quali si preparano come i corrispondenti cloruri, ed hanno proprietà e composizione analoghe.

Il bibromuro si combina coi bromuri alcalini, e forma dei composti di color rosso cinabro.

Ioduri — Se ne conoscono due : il protoioduro = TeI si ottiene riscaldando a dolce calore un miscuglio d' iodo e tellurio: l' iodo messo in eccesso si volatilizza e resta il protoioduro. È nero, d'apparenza metallica alla superficie, fusibile e volatile. L'acqua non vi ha azione, nè a freddo, nè a caldo. Riscaldato rapidamente, si decompone : porzione dell'iodo si volatilizza, lasciando un composto che contiene meno iodo del protoioduro.

Il biioduro TeI^2 si ottiene trattando l'acido telluroso coll'acido idroiodico. Cristallizza in prismi irregolari di color grigio di ferro e di apparenza metallica. Riscaldato, prima si fonde e poscia si decompone. Nell'acqua pare insolubile; l'alcole lo discioglie decomponendolo parzialmente. Si combina cogl'ioduri alcalini, e forma de'composti cristallizzati di color grigio di ferro.

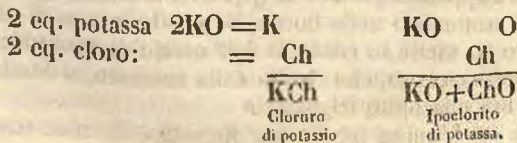
Fluoruro — Si conosce un solo composto di tellurio e fluore, cioè il bifluoruro TeF^2, che si prepara trattando l'acido telluroso coll'acido idrofluorico.

COMPOSTI CHE HANNO PER RADICALE IL CLORO

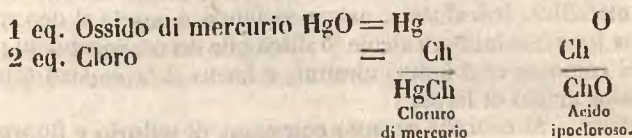
ChO	. . . Acido ipocloroso	ChO^7	. . Acido ossiclorico
ChO^3	. . . Acido cloroso	Ch^3O^{13}	. . Acido cloroclorico
ChO^4	. . . Acido ipoclorico	Ch^3O^{17}	. . Acido clorossiclorico.
ChO^5	. . . Acido clorico		

ACIDO IPOCLOROSO = ChO

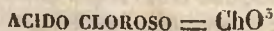
Preparazione. — Se si fa passare una corrente di gas cloro in una soluzione debole di potassa, senza riscaldare, non si forma clorato, come avviene quando si opera sopra soluzioni concentrate, o si favorisce l'azion chimica per mezzo del riscaldamento ; ma si ottiene un liquido dotato della proprietà di distruggere i colori organici con maggior energia dello stesso cloro. Questo liquido è una soluzione di cloruro di potassio e ipoclorito di potassa, che si formano in virtù della reazione seguente :

2 eq. potassa	$2KO = K$		$KO \quad O$
2 eq. cloro:	$= Ch$		Ch
	KCh Cloruro di potassio		$KO+ChO$ Ipoclorito di potassa.

Adoperando idrato di calce, in vece di potassa, si ottiene un prodotto, che è un miscuglio di cloruro di calcio ed ipoclorito di calce. Questo composto si fabbrica in grande pe' bisogni delle arti, ove ha ricevuto applicazioni molto estese, ed è conosciuto in commercio col nome di *cloruro di calce*.

Per preparare l'acido allo stato libero, si fa agire il cloro sul protossido di mercurio, il quale non si combina coll'acido ipocloroso prodotto. In una spaziosa boccia smerigliata, piena di gas cloro s'introduce dell'acqua e dell'ossido di mercurio, e si agita per qualche tempo il miscuglio: il cloro resta assorbito, si forma cloruro di mercurio e acido cloroso, che si disciolgono nell'acqua. Introducendo una nuova quantità di cloro nella boccia ed agitando, si riproducono gli stessi fenomeni, e così di seguito, finchè tutto l'ossido di mercurio sia trasformato in cloruro. La soluzione contiene allora del cloruro di mercurio e dell'acido ipocloroso:

1 eq. Ossido di mercurio	$HgO =$	Hg	O
2 eq. Cloro	$=$	Ch	Ch
		$HgCh$ Cloruro di mercurio	ChO Acido ipocloroso.

L'acqua è indispensabile a tale reazione, per modo che facendo agire il cloro secco sull'ossido rosso di mercurio, parimente secco, non si forma nessuna traccia di acido ipocloroso; ma il cloro si limita a scacciare l'ossigeno dall'ossido metallico ed a sostituirlo, sicchè si produce cloruro di mercurio e si sviluppa gas ossigeno. Se invece dell'ossido di mercurio rosso, si adopera l'altra modificazione isomera, cioè l'ossido giallo, che si ottiene precipitando colla potassa il protocloruro di mercurio,o sublimato corrosivo,in tal caso la reazione ha luogo, anche a secco,e con tale veemenza,che è accompagnata da sviluppo di luce e calorico. Quest'ultima circostanza determina la decomposizione dell'acido ipocloroso prodotto, di sorta che si ottiene un miscuglio di cloro ed ossigeno. Si può ovviare a tale inconveniente riscaldando tra 280° a 300° l'ossido giallo che si destina alla preparazione dell'acido ipocloroso. Con questo trattamento l'ossido di mercurio perde gran parte della sua attività, e basta metterlo in contatto col cloro secco, per ottenere immediatamente l'acido ipocloroso in gran quantità. L'esperienza si fa comodamente, conducendo una corrente di gas cloro ben secco a traverso un tubo pieno d'ossido giallo di mercurio, e ricevendo il prodotto in un tubo raffreddato a — 20° in un miscuglio di ghiaccio e sal marino. Il cloro si sviluppa nel pallone A (*fig.* 27), si dissecca passando nell'acido solforico contenuto nella boccia B, e sul cloruro di calcio, di cui è pieno il tubo C, viene in contatto dell' ossido di mercurio contenuto in *a b*, e l'acido ipocloroso, che risulta dalla reazione, si condensa nel tubo D immerso nel miscuglio frigorifico.

Proprietà. — L'acido ipocloroso liquido è di color rosso vermiglio,

come il sangue arterioso. Il suo odore ricorda quello del cloro, e dell'iodo al tempo stesso, ma è più penetrante ed attacca gli occhi, producendovi una sensazione dolorosa. Bolle fra 17° e 20°, trasformandosi in un gas di color giallo rossastro. Respirato, anche in piccola quantità, provoca tosse, e talvolta sputo di sangue. Questo corpo si decompone con molta facilità, producendo uno scoppio violentissimo: l'arsenico, il fosforo, il potassio lo fanno esplodere immediatamente. L'antimonio ridotto in polvere finissima produce lo stesso effetto; ma allo stato di polvere grossolana non vi ha azione. Basta il più leggiero riscaldamento per decomporlo in cloro ed in ossigeno, talvolta con esplosione, tal altra senza. Spesso facendo un frego con una lima sul tubo che lo contiene, la vibrazione prodotta nel vetro, comunicandosi all'acido ipocloroso, basta per farlo esplodere. Da tutto ciò si deduce che non sarebbe cosa prudente fare de'saggi su questa sostanza, senza premunirsi contro gli accidenti che potrebbero derivarne. Alla temperatura di 0° l'acqua discioglie fino a 200 volte il proprio volume di acido ipocloroso, gassoso, cioè 100 parti d'acqua in peso ne prendono 77,36, lo che corrisponde a un equivalente di acido anidro per sei d'acqua. La soluzione ha lo stesso colore del gas, scolora l'indaco, la laccamuffa e le altre materie coloranti organiche. Il potere decolorante del liquido equivale a quello di 400 volte il suo volume di cloro, secondo Gay-Lussac, ed è per conseguenza doppio di quello che corrisponderebbe al cloro in esso contenuto.

ACIDO CLOROSO $= ClO^3$

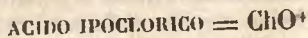
È stato scoperto da Millon, e ciò che vado a dirne è estratto dal lavoro di questo Chimico.

Preparazione.—Per bene intendere la reazione che dà origine all'acido cloroso, è mestieri premettere le seguenti nozioni. L'acido azotico della densità di 1,405, quando è perfettamente puro, discioglie il clorato di potassa, senza alterazione visibile, e senza colorarsi, finchè non si oltrepassa la temperatura di 57°. Se l'acido azotico contiene qualche traccia di acido ipoazotico, messo in contatto del clorato, si colora in giallo, e si forma acido cloroso. Lo stesso effetto si produce quando in una soluzione di clorato nell'acido azotico si fa passare del biossido d'azoto; quest'ultimo trasforma, com'è noto, l'acido azotico in acido ipoazotico, e poscia in acido azotoso, il quale ossidandosi a spese dell'acido clorico, lo converte in acido cloroso, e ripassa allo stato di acido azotico. Tutte le sostanze che hanno una certa tendenza ad ossidarsi, e che decompongono l'acido azotico per mezzo del riscaldamento, operano come l'acido ipoazotico, e messe in contatto d'una soluzione di clorato nell'acido azotico, danno origine all'acido cloroso.

Sciogliendo il clorato di potassa nell'acido azotico, e riscaldando la soluzione con acido tartarico, o con altre materie organiche, si ottiene uno sviluppo abbondante di acido cloroso, il quale peraltro trovasi mescolato all'acido carbonico che risulta dall'ossidazione del corpo orga-

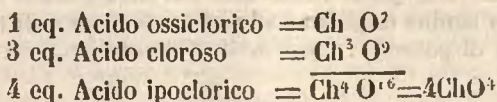
nico adoperato. Per procacciarsi l'acido cloroso perfettamente puro, si fa un miscuglio intimo, triturando insieme 4 parti di clorato di potassa con 3 p. di acido arsenioso, e si discioglie in 12 parti di acido azotico a 1,327 D., cui si aggiungono 4 parti d'acqua. Con tale soluzione si empie fino al collo un palloncino di vetro, al quale si aggiusta un tubo ricurvo, e si scalda tra 40° e 50° in un bagno d'acqua tiepida: se si oltrepassasse quest'ultima temperatura, si correrebbe pericolo di avere una esplosione. Per raccogliere il gas, si fa pescare il tubo adduttore sino al fondo di una boccia bene asciutta: a misura che l'acido cloroso arriva nella boccia, sposta l'aria soprastante, essendo molto più denso, e finisce per empire tutta la interna capacità del vaso. In questo metodo l'acido arsenioso si trasforma in acido arsenico, togliendo ossigeno all'acido azotico; dal suo canto l'acido azotico decomposto si riossida, trasformando l'acido clorico in acido cloroso, che si sviluppa allo stato di gas.

Proprietà. — L'acido cloroso è un gas di color giallo verdastro carico; il suo odore differisce compiutamente da quello dell'acido ipocloroso, ed irrita fortemente le fauci. La sua densità è di 2,646; l'acqua a + 20°, ne discioglie sei volte il proprio volume; la soluzione è di color giallo d'oro, ha sapor caustico, e tinge in giallo la pelle. In minor quantità comunica all'acqua un color verdastro, ed anche una sola bolla di gas basta per colorare visibilmente un litro d'acqua. Distrugge il colore dell'indaco, della laccamuffa e di tutte le altre sostanze organiche. La luce solare decompone tanto il gas acido cloroso, quanto la sua soluzione nell'acqua. Fortemente raffreddato, si condensa in un liquido di color rosso, ma meno intenso di quello dell'acido ipocloroso. A 57° si decompone in cloro ed in ossigeno, producendo una leggiera scossa. La maggior parte de'corpi metalloidi, come il solfo, il selenio, il tellurio, il fosforo, l'arsenico, lo decompongono con esplosione. Il gas non ha azione sui metalli allo stato secco; la sua soluzione acquosa li ossida. Agitando con questo gas delle soluzioni di potassa, di soda o di barite, la combinazione non succede immediatamente, e talvolta passano più di 20 minuti prima che si formi un clorito.

ACIDO IPOCLORICO = ChO^4

Sinonimi.—Ossido di cloro, deutossido di cloro, acido cloroso.

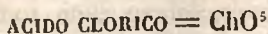
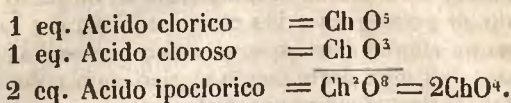
Davy fu il primo ad osservare, che mescolando con un po' di acido solforico 2 o 3 grammi di clorato di potassa, e riscaldando poscia la mescolanza in un bagno d'acqua calda, si sviluppava un gas esplosivo di color giallo verdastro carico, composto di cloro ed ossigeno. Il prodotto principale di tale reazione è l'acido ipoclorico, il quale peraltro va sempre mescolato a quantità variabili di cloro, di ossigeno e di acido cloroso. L'acido ipoclorico allo stato puro è stato ottenuto da Millon per la prima volta, operando a basse temperature.

Preparazione. — Quando si fa reagire l'acido solforico in eccesso sul clorato di potassa, dalla mutua decomposizione di questi due corpi risultano solfato di potassa ed acido clorico idrato; ma l'ultimo, avendo per l'acqua un'affinità debolissima, cede quest'acqua all'acido solforico in eccesso; dall'altra parte l'acido clorico, non potendo esistere allo stato anidro, si decompone immediatamente in ossigeno ed in acido ipoclorico. L'acido ipoclorico, dal suo canto, sotto l'influenza decomponente dell'acido solforico, favorita dalla somma instabilità comune a tutti gli ossiacidi del cloro, si risolve in acido ossiclorico, che resta disciolto nel liquido, ed in acido cloroso, che in parte si sviluppa allo stato di gas, ed in parte si decompone, risolvendosi in ossigeno e cloro:

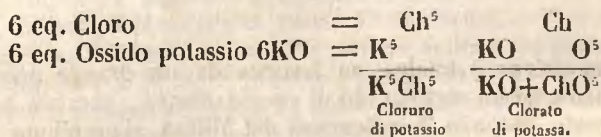
1 eq. Acido ossiclorico $= Ch\ O^7$
3 eq. Acido cloroso $= Ch^3\ O^9$
4 eq. Acido ipoclorico $= \overline{Ch^4\ O^{16}} = 4ChO^4$

Questa decomposizione è totale, se favorita da un grande eccesso di acido solforico e da un certo grado di riscaldamento, parziale nelle condizioni opposte. Secondo le indicazioni del Millon, si prendono 100 parti d'acido solforico concentrato, e 15 a 20 parti di clorato di potassa; si versa l'acido in un crogiuolo di platino, e s'immerge in un miscuglio refrigerante di ghiaccio e sal marino. Ridotto in polvere il clorato, si aggiunge all'acido, e si rimesta bene la mescolanza con una bacchetta di vetro in modo da farne una poltiglia omogenea: quindi s'introduce in un palloncino di vetro, e si riscalda moderatamente in un bagno d'acqua tiepida, prima a 20° soltanto, poscia a 30° od a 40°. L'acido ipoclorico si sviluppa mescolato all'ossigeno risultante dalla reazione, ed a qualche traccia di cloro. Si può raccoglierlo in una boccia ben secca, facendo sì che il gas arrivi sino al fondo; ma per depurarlo dal cloro e dall'ossigeno, coi quali va sempre mescolato, bisogna liquefarlo, ricevendolo in un tubo di vetro raffreddato in un miscuglio di ghiaccio e sal marino.

Proprietà. — L'acido ipoclorico è un liquido di color rosso cupo, il quale bolle a + 20°, trasformandosi in vapori di color giallo verdastro, il cui odor soffocante ha una lontana analogia con quello de' vapori nitrosi. Riscaldato tra 60° e 63° esplode. L'acqua alla temperatura di + 4° discioglie fino a 20 volte il proprio volume di questo gas; ad una temperatura inferiore vi si combina, formando un idrato solido di color giallo. L'acido ipoclorico non si combina direttamente con le basi, ma si decompone, producendo un clorato ed un clorito. Se si agita con una soluzione di potassa, non viene assorbito che dopo molto tempo, e se l'acido predomina, la soluzione è di color rosso bruno; aggiungendo più potassa si scolora, ma nel tempo stesso si precipita del clorato di potassa, e nel liquido resta un clorito; difatto l'acido ipo-

clorico contiene gli elementi riuniti dell'acido clorico e dell'acido cloroso:

$$\begin{array}{ll} 1 \text{ eq. Acido clorico} & = Ch\,O^5 \\ 1 \text{ eq. Acido cloroso} & = Ch\,O^3 \\ \hline 2 \text{ eq. Acido ipoclorico} & = Ch^2O^8 = 2ChO^4. \end{array}$$

ACIDO CLORICO $= ChO^5$

Preparazione. — L'acido clorico si forma quando si fa passare una corrente di gas cloro in una soluzione molto concentrata di potassa. Porzione del cloro si combina col potassio, per formare un cloruro, e scaccia l'ossigeno, che combinandosi con un' altra porzione di cloro, forma acido clorico. Quest'ultimo saturato dalla potassa indecomposta, si precipita in lamine cristalline allo stato di clorato di potassa; mentre il cloruro di potassio, che è molto più solubile, resta disciolto nel liquido:

$$\begin{array}{lllll} 6 \text{ eq. Cloro} & = & Ch^5 & & Ch \\ 6 \text{ eq. Ossido potassio } 6KO & = & K^5 & KO & O^5 \\ \hline & & K^5Ch^5 & & KO+ChO^5 \\ & & \text{Cloruro di potassio} & & \text{Clorato di potassa.} \end{array}$$

Per separare l'acido clorico dai clorati, si fa una soluzione acquosa di clorato di barite, e si decompone versandovi a poco a poco la quantità di acido solforico che si richiede per saturare la base. Evaporando la soluzione a bagno maria, si ottiene in ultimo un liquido di consistenza oleosa, che non si potrebbe concentrare di più, senza decomporlo, e che si ottiene al massimo grado di concentrazione, lasciandolo esposto per qualche giorno nel vuoto della macchina pneumatica, accanto ad un piatto contenente de' pezzi di potassa, che assorbono al tempo stesso l' acqua ed i gas che derivano dalla decomposizione accidentale di qualche traccia di acido clorico.

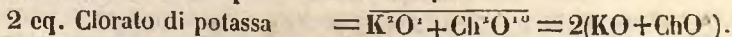
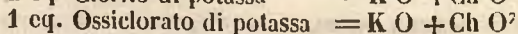
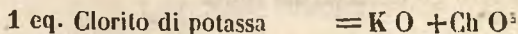
Proprietà. — L'acido clorico anidro non si può isolare, per cui questo acido non si conosce che combinato coll'acqua, o con le basi fisse. L'acido idrato è un liquido senza colore, senza odore e di sapore acidissimo. Arrossa la tintura di laccamuffa, ma dopo un certo tempo la scolora; non altera il colore dell'indaco, e discioglie il ferro e lo zinco con isviluppo di gas idrogeno. Ad un moderato grado di calore si può concentrare la soluzione di questo acido, senza che si alteri, ma ad una temperatura alquanto elevata si decompone. I corpi ossidabili decompongono l'acido clorico, trasformandolo in acido cloroso; l'acido solforoso si converte in acido solforico; l'idrogeno solforato produce acqua, cloro e solfo. Al massimo grado di concentrazione l'acido clorico è di color giallognolo, ed ha un odore che ricorda quello dell'acido azotico. È probabile che queste due proprietà appartengano ad una traccia di acido cloroso, il quale si forma quasi sempre quando l' acido

clorico è molto concentrato. Messo in contatto colle materie organiche, ne ossida gli elementi con una energia straordinaria; perciò non appena si fa cadere una goccia di acido clorico concentrato nell'alcole, ovvero sopra un pezzo di carta bene asciutta, questi corpi s'infiammano. Per la stessa ragione si accende una mescolanza di clorato di potassa e amido, o zucchero, tutte le volte che vi si fa cader sopra una goccia di acido solforico concentrato: in questo caso l'acido clorico nascente accende la materia organica, con cui trovasi a contatto, d'onde poi la combustione si propaga a tutto il miscuglio.

ACIDO OSSICLORICO $=ChO^7$

Sinonimi. — Acido perclorico, acido iperclorico.

Preparazione. — Il clorato di potassa, esposto all'azione del calore, si fonde in un liquido trasparente e senza colore, il quale, più fortemente riscaldato, sviluppa ossigeno, ed in ultimo lascia un residuo di cloruro di potassio. Pertanto esaminando attentamente i diversi periodi di tale decomposizione, si trova che il cloruro di potassio non deriva immediatamente dalla decomposizione del clorato, e che quest'ultimo sale, prima di sviluppare ossigeno, si converte in un miscuglio di clorito e di ossiclorato:

1 eq. Clorito di potassa	$=KO+ChO^3$
1 eq. Ossiclorato di potassa	$=KO+ChO^7$
2 eq. Clorato di potassa	$=K^2O^2+Ch^2O^{10}=2(KO+ChO^5)$.

Per l'azione ulteriore del riscaldamento il clorito sviluppa tutto l'ossigeno che contiene, tanto nell'acido, quanto nella base, e si trasforma in cloruro. Ad una temperatura maggiore lo stesso ossiclorato si decompone d'una maniera analoga in ossigeno e cloruro. Ond'è che nella decomposizione del clorato di potassa per l'azione del calore si possono distinguere tre periodi diversi. Nel primo il sale si trasforma in clorito ed in ossiclorato, nel secondo il clorito si decompone in ossigeno e cloruro di potassio; nel terzo finalmente si decompone anche l'ossiclorato. Per conseguenza se si riscalda il clorato di potassa, finchè abbia sviluppato la quantità di ossigeno che corrisponde alla decomposizione del solo clorito, si ottiene un residuo salino composto di cloruro di potassio e ossiclorato di potassa, da cui si possono estrarre da 50 a 56 per 100 di ossiclorato, trattando tale miscuglio con acqua bollente: col raffreddamento del liquido cristallizza l'ossiclorato, che è pochissimo solubile, ed il cloruro resta disciolto. Si ottiene la massima quantità di prodotto, estraendo 9 litri e mezzo di ossigeno per ogni 100 grammi di clorato. Si può separare l'acido ossiclorico dall'ossiclorato di potassa, facendo bollire quest'ultimo sale con acido fluosilicico diluito, il quale forma colla potassa un composto insolubile, che si precipita. Dopo il compiuto raffreddamento del miscuglio, si decanta il liquido chiaro, si evapora a bagno maria, e per eliminare le ultime tracce di acido

fluosilicico impiegato in eccesso, si aggiunge un po' di silice ridotta in polvere finissima, la quale vi si combina trasformandolo in floruro di silicio, che si volatilizza a misura che il liquido si evapora. Concentrata la soluzione sino ad un certo segno, si distilla: ciò che passa da principio è un acido molto diluito, ma il grado d'ebollizione va gradatamente aumentando fino a 200°. Si cambia allora il recipiente, e si raccoglie separatamente l'ultimo prodotto.

Proprietà. — L'acido così ottenuto è un liquido scolorito, che spande qualche vapore in contatto dell'aria, ed ha una densità di 1,65. Si può concentrarlo di più, ridistillandolo con una quantità 4 o 5 volte maggiore di acido solforico concentrato. Con tal mezzo una gran quantità di acido ossiclorico resta distrutta; ma un'altra porzione distilla, e cristallizza nel recipiente. La massa cristallina che risulta da tale operazione è formata di due sorte di cristalli, differenti per la forma, per la quantità di acqua che racchiudono, e per la loro volatilità relativa. Entrambi hanno un' affinità fortissima per l'acqua, sono fusibili ad una temperatura molto bassa, ed attirano prontamente l'umidità atmosferica.

L'acido ossiclorico non si conosce che combinato coll'acqua. Ha sapore acidissimo, e muta in rosso il colore della laccamuffa senza distruggerlo. Non è decomposto, nè dalla luce solare, nè dall'acido solforoso, nè dall'idrogeno solforato. Ha un' affinità fortissima per le basi, ed è il più stabile di tutti gli ossiacidi del cloro.

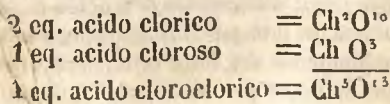
ACIDI DOPPI

L'acido ossiclorico e l'acido clorico son capaci di combinarsi coll'acido cloroso, per formare certi composti, che sono conosciuti coi nomi di *acido cloroclorico* e *acido clorossiclorico*.

Acido cloroclorico $= Ch^3O^{13}$ — (Euclorino, protossido di cloro.) Davy scoprì questa sostanza, sebbene allo stato impuro, e la chiamò *euclorino* dal bel color verde che possiede allo stato gassoso.

S'ottiene riscaldando il clorato di potassa con acido idroclorico diluito in un conveniente apparato. Millon raccomanda di far passare il gas che si sviluppa in due tubi ad U, il primo de' quali raffreddato a 0° nel ghiaccio, serve a condensare l'acido idroclorico acquoso, l'altro raffreddato a — 18° in un miscuglio di ghiaccio e sal marino, è destinato a condensare l'acido cloroclorico: il cloro si sviluppa allo stato gassoso.

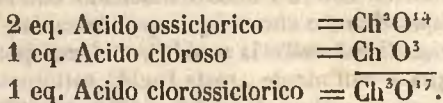
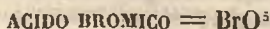
L'acido cloroclorico è un liquido di color rosso, che ha molta somiglianza all'acido ipoclorico. Bolle a 32°, e a 70° fa esplosione. Le soluzioni alcaline vi si combinano con qualche difficoltà, producendo un clorato ed un clorito. È una combinazione di acido clorico ed acido cloroso, difatti

2 eq. acido clorico	$= Ch^2O^{10}$
1 eq. acido cloroso	$= Ch\,O^3$
1 eq. acido cloroclorico	$= Ch^3O^{13}$

Acido clorossiclorico$=Ch^3O^{17}$—(Acido cloropcrclorico). Esponendo l'acido cloroso ben secco all'azione diretta de'raggi solari, esso si decompone intieramente, trasformandosi in acido ossiclorico, che cristallizza sulle pareti del vaso, in cloro ed in ossigeno. La stessa metamorfosi ha luogo alla luce diffusa, sebbene più lentamente. Se s'introduce la boccia contenente l'acido cloroso in una campana rovesciata e piena d'acqua, che si raffredda continuamente, in modo che la temperatura non oltrepassi mai 20°, in tal caso la trasformazione non è totale, e l'acido ossiclorico, incontrando l'acido cloroso allo stato nascente, vi si combina per formare l'acido clorossiclorico, che scorre sulle interne pareti della boccia, e si raccoglie alla parte inferiore.

È un liquido di color rosso bruno, il quale nell'intervallo di qualche giorno si decompone totalmente, trasformandosi in acido ossiclorico. Tale alterazione si effettua anche nell'oscurità perfetta. Col riscaldamento si decompone senza esplodere, spande vapori abbondantissimi all'aria umida, e trattato colla potassa, produce un clorito ed un ossiclorato. È una combinazione di acido ossiclorico con acido cloroso, difatti:

$$\begin{array}{ll} \text{2 eq. Acido ossiclorico} & = Ch^2O^{14} \\ \text{1 eq. Acido cloroso} & = Ch\ O^3 \\ \hline \text{1 eq. Acido clorossiclorico} & = Ch^3O^{17}. \end{array}$$

COMPOSTI CHE HANNO PER RADICALE IL BROMO

ACIDO BROMICO $= BrO^5$

Non ostante la grande analogia che si osserva fra il cloro ed il bromo, quest'ultimo metalloide, combinandosi coll'ossigeno, non forma che un solo composto, il quale corrisponde all'acido clorico, e tutti i tentativi fatti sinora per ottenere un acido bromoso o un acido ossibromico sono stati infruttuosi.

Preparazione. — Il bromo ha come il cloro la proprietà di trasformare le soluzioni alcaline in bromati ed in bromuri. L'acido bromico si ottiene decomponendo una soluzione di bromato di barite per mezzo dell'acido solforico; in tutto il resto si segue il metodo descritto per la preparazione dell'acido clorico.

Proprietà. — L'acido anidro non è stato isolato, e pare non possa esistere che combinato coll'acqua o cogli ossidi metallici, dappoichè se si tenta di desidratarlo per mezzo dell'acido solforico, si decompone immediatamente. L'acido acquoso è liquido, di sapore acidissimo, ed ha un odore poco sensibile. L'acido solforoso, l'idrogeno solforato, gl'idracidi lo decompongono, mettendo in libertà il bromo. I bromati col riscaldamento si trasformano in ossigeno ed in bromuri più facilmente de' clorati.

COMPOSTI CHE HANNO PER RADICALE L'IODO

IO^4 . . .	Acido ipoiodico	ICh . . .	Protocloruro d'iodo
IO^5 . . .	Acido iodico	ICh^3 . . .	Tricloruro d'iodo.
IO^7 . . .	Acido ossiiodico		

ACIDO IPOIODICO $= IO^4$

Questo acido scoperto da Millon è ancora mal conosciuto.

Preparazione. — Riscaldando in un crogiuolo di platino una parte in peso d'acido iodico con cinque di acido solforico concentrato, sulle prime si sviluppa solo gas ossigeno, poi ossigeno e vapor d'iodo, e l'acido diventa di color verde scuro. In tale stato si lascia per due o tre giorni sotto una campana, durante il quale intervallo si depositano delle croste cristalline, che si mettono a prosciugare sopra un mattone. Il prodotto cristallizzato sarebbe, secondo Millon, una combinazione di acido solforico con un nuovo ossiacido dell'iodo, che egli chiama *acido sottoipoiodico*, e che avrebbe per formula I^1O^{19}. Lasciando il composto cristallizzato all'aria umida, si decompone, e lavando il residuo con acqua e con alcole, resta l'acido sottoipoiodico di Millon. Se si riscalda quest' ultimo fra 130° e 150°, si volatilizza un po' d'iodo, ed il residuo dell'operazione costituisce l'acido ipoiodico. La produzione dell'acido ipoiodico col metodo anzidetto non si spiega chiaramente, e la composizione attribuita da Millon al suo acido sottoipoiodico induce a credere che quest'ultimo non sia un composto a proporzioni definite, ma piuttosto un miscuglio di varii prodotti.

Proprietà. — L'acido ipoiodico si presenta sotto forma di polvere amorfa, di color giallo, inalterabile all'aria, sia secca sia umida. Riscaldato fra 170° e 180°, sviluppa vapori d'iodo, e si converte in acido iodico. L'alcole non vi ha azione; l'acido idroclorico concentrato lo trasforma rapidamente in cloruro d'iodo. L'acido solforico non lo discioglie a freddo, ma a caldo vi si combina e produce un composto cristallizzato. Le soluzioni alcaline vi si combinano, ma nel tempo stesso lo decompongono, formando iodato e ioduro.

ACIDO IODICO $= IO^5$

Questo acido fu scoperto da Davy; poscia è stato esaminato da altri Chimici, e particolarmente da Millon.

Preparazione. — Il miglior metodo per ottenerlo consiste a riscaldare un miscuglio di 80 parti d'iodo, 75 di clorato di potassa, 1 di acido azotico, e 400 d'acqua. La piccola quantità di acido azotico che si aggiunge, coll'aiuto del calore decompone una quantità corrispondente di clorato, formando azotato di potassa, e mettendo in libertà un poco d'acido clorico. L'iodo decompone questo acido clorico: si

forma acido iodico e cloro che si sviluppa. Dal suo canto l' acido iodico formato decompone una corrispondente quantità di clorato, formando iodato di potassa, e mettendo in libertà dell'altro acido clorico, che si decompone come il primo, cedendo all'iodo tutto il suo ossigeno; per conseguenza si forma dell' altro acido iodico, e così di seguito, finchè tutto l'iodo sia disciolto, e tutto il clorato di potassa si trovi convertito in iodato. Avendo fatto uso delle proporzioni indicate, si fa dall'altra parte una soluzione acquosa di azotato di barite, impiegando 90 parti di questo sale, e con tale soluzione si precipita il primo liquido. Si lava l'iodato di barite ottenuto, e si decompone, facendolo bollire con 40 parti di acido solforico precedentemente diluito. In ultimo si filtra il liquido per separarlo dal solfato di barite, e si evapora: col raffreddamento l'acido iodico cristallizza.

Proprietà. — L'acido iodico così ottenuto contiene un equivalente d'acqua ed uno di acido anidro, composizione che corrisponde alla formula $HO+IO^5$. È solubilissimo nell'acqua e nell'alcole a 35° B, ed arrossa vivamente la tintura di laccamuffa. Tutti i corpi ossidabili lo decompongono, mettendo l'iodo in libertà: tali sono le materie organiche, l'acido solforoso, l'idrogeno solforato, l'acido ipoazotico ec. Col riscaldamento, prima lascia sviluppare una porzione dell'acqua che racchiude, poscia diventa anidro, in ultimo si decompone in ossigeno e vapor d'iodo.

Oltre a questo acido idrato, l' acido iodico si può avere combinato coll'acqua in un' altra proporzione, o anche anidro, ed in tali modificazioni ha proprietà alquanto diverse dall'acido iodico comune. Si ottiene un acido idrato della formula $HO+3IO^5$, riscaldando il composto precedente ad una temperatura di 100 a 130°. Il nuovo prodotto si scioglie nell'acqua, trasformandosi in $HO+IO^5$, è insolubile nell'alcole, e cristallizza in pagliuole cristalline e risplendenti. Si può ancora trasformare il primo idrato nel secondo, trattandolo coll'alcole anidro, ovvero disciogliendolo nell'alcole a 35° B, ed aggiungendo dell'acido solforico a goccia a goccia alla soluzione. Finalmente riscaldando l' uno o l'altro de'due idrati a 170°, tutta l'acqua si separa, e resta l' acido iodico anidro.

ACIDO OSSIIODICO $= IO^7$

Sinonimi. — Acido periodico, acido iperiodico.

Preparazione. — Questo composto, scoperto da Ammermuller e Magnus, si forma ossidando maggiormente l'acido iodico con un metodo analogo a quello che s' impiega per trasformare l' acido telluroso in acido tellurico.

Si prepara l'ossiiodato di soda, facendo passare del cloro in una soluzione d'iodato della stessa base, dopo di avervi aggiunto una quantità di soda caustica eguale a tre volte almeno il peso dell'iodato disciolto. La soda viene decomposta dal cloro, che si unisce al sodio mentre l'ossigeno combinandosi coll'acido dell'iodato di soda, trasforma quest'ultimo sa-

le in ossiiodato, ed il cloruro di sodio resta disciolto nel liquido; al contrario l'ossiiodato di soda, essendo poco solubile, si precipita in forma di polvere cristallina. Per isolare l'acido ossiiodico, si discioglie l'ossiiodato di soda nell'acido azotico, e si precipita la soluzione con azotato di argento. Il precipitato, lavato e disciolto di nuovo nell'acido azotico, fornisce coll'evaporazione del liquido l'ossiiodato d'argento in cristalli di color giallo aranciato. Versando dell'acqua fredda su questo sale, metà dell'acido si separa e cristallizza coll'evaporazione del liquido, l'altra metà resta combinata coll'ossido di argento.

Proprietà. — L'acido ossiiodico cristallizza, secondo Langlois, in prismi rombici molto deliquescenti, i quali alla temperatura di 130° si fondono, e verso 200° o 210° si risolvono in ossigeno ed in acido iodico. Quest'ultimo, dal suo canto, ad un calore più forte si decompone, trasformandosi in ossigeno e vapor d'iodo. L'acido ossiiodico contiene 5 equivalenti d'acqua, che vi fanno l'ufficio di base, e non possono venir sostituiti che dagli ossidi metallici. La sua composizione è per conseguenza rappresentata dalla formula $5HO+IO^7$, ed è considerato come un acido pentabasico.

COMBINAZIONI DEGLI OSSIACIDI DELL'IODO COLL'ACIDO SOLFORICO

Singolarissima è la proprietà che hanno gli acidi iodico ed ipoiodico di combinarsi con altri ossiacidi, e segnatamente coll'acido solforico. Tali composti sono numerosissimi, e cristallizzano tutti; ma non possono esistere che in un'atmosfera perfettamente secca: l'acqua ed anche l'aria umida li decompongono.

Se si riscalda dell'acido solforico monoidrato ad una temperatura vicina a quella del suo grado di ebollizione, vi si può disciogliere $\frac{1}{5}$ circa del suo peso di acido iodico, e la soluzione non si colora, finchè non si riscalda al segno di decomporla. Coll'azione ulteriore del riscaldamento si comincia a sviluppare dell'ossigeno proveniente dalla decomposizione dell'acido iodico. In questo periodo il liquido prende una tinta gialla, che diviene più intensa a misura che la decomposizione progredisce. Finalmente insieme coll'ossigeno si sviluppano vapori d'iodo, e la soluzione diventa di color verde cupo. Sospendendo l'operazione prima che l'ossigeno cominci a svilupparsi, e lasciando raffreddare il liquido, cristallizza un primo composto, il quale ha per formula $(HO+IO^5)+3(HO+SO^3)$. L'acqua madre deposita successivamente altri cristalli, che come i primi contengono acido iodico ed acido solforico, ma in proporzione diversa. In questi l'acido solforico va progressivamente diminuendo rispetto all'acido iodico; ma non è possibile isolare le combinazioni che si formano, dappoichè si mescolano insieme e cristallizzano promiscuamente. D'altronde la grande facilità con cui si decompongono in contatto dell'acqua, dell'alcole e degli altri liquidi, non permette d'impiegare tali dissolventi per separarli.

Ho detto dianzi che, se quando si riscalda una soluzione di acido iodico nell'acido solforico concentrato $HO+SO^3$, si oltrepassano certi limiti di temperatura, si sviluppa ossigeno, e la soluzione si colora in giallo. Secondo Millon, si formano in questo periodo varii composti di acido solforico, acido ipoiodico e acido iodico indecomposto. Continuando a riscaldare, tutto l'acido iodico si decompone, trasformandosi in acido ipoiodico, e finalmente lo stesso acido ipoiodico sviluppa vapor d'iodo, e si converte in acido sottoipoiodico. Da ciò si deduce che l'acido solforico, riscaldato coll'acido iodico, produce delle reazioni, che variano nelle diverse fasi dell'esperienza. Sulle prime i due corpi si combinano, e danno origine a varii composti cristallizzati; per l'azione ulteriore del riscaldamento, l'acido iodico si decompone sviluppando ossigeno, e trasformandosi successivamente in acido ipoiodico ed in acido sottoipoiodico, i quali combinati coll'acido solforico, producono varii composti a proporzioni definite, e cristallizzati.

CLORURI E BROMURI D'IODO

Facendo arrivare del cloro gassoso in un vaso che contiene dell'iodo, i due corpi si combinano prontamente. Da prima si forma un liquido bruno, il quale poscia, quando è saturo di cloro, diventa solido e giallo.

Protocloruro=ICh — Si ottiene un composto definito, distillando una mescolanza fatta con una parte d'iodo e 4 o 5 di clorato di potassa. Nella storta resta dell' iodato e dell'ossiclorato di potassa; distilla cloruro d'iodo, che si condensa nel recipiente, e si sviluppa ossigeno.

Questo cloruro è un liquido oleoso, di color rossastro, di sapore acre e stittico, e di odor pungente. Assorbe l'umidità dell'aria, e si discioglie nell'acqua, nell' alcole e nell'etere, senza decomporsi. La sua composizione non è bene stabilita, ciò non ostante, alcuni Chimici lo rappresentano colla formula ICh. Secondo Selmi, questo composto decolora la soluzione dell'indaco nell' acido solforico, come farebbe il cloro libero; ma questo fenomeno non ha più luogo, se il liquido contiene un cloruro alcalino in soluzione.

Tricloruro=ICH^3—Si ottiene saturando l'iodo con cloro, in eccesso. Il composto che si forma è solido, giallo e cristallino; si fonde col riscaldamento, ma non si volatilizza, senza sviluppare porzione del cloro che contiene. Esposto all'aria umida, spande densi fumi e cade in deliquescenza; è solubilissimo nell'acqua, ma nel tempo stesso si decompone, trasformandosi in acido idroclorico ed in acido iodico, mentre si precipita dell'iodo allo stato elementare.

Protobromuro.—Si ottiene trattando il bromo con un eccesso d'iodo. È un composto solido, il quale quando viene riscaldato, esala vapori di color rosso bruno, che condensandosi producono dei cristalli dello stesso colore, somiglianti a foglie di felce.

Perbromuro— Questo composto si prepara collo stesso metodo; ma bisogna impiegare il bromo in eccesso. È un liquido di color bruno.

COMPOSTI CHE HANNO PER RADICALE L'AZOTO

AzO . . .	Protossido d'azoto	AzH^3 . . .	Ammoniaca
AzO^2 . .	Biossido d'azoto	AzS^2 . . .	Solfuro d'azoto
AzO^3 . .	Acido azotoso	$AzCh^3$. . .	Cloruro d'azoto
AzO^4 . .	Acido ipoazotico		Idroioduro d'azoto
AzO^5 . .	Acido azotico	Az^2P . . .	Fosfuro d'azoto
AzO^2Ch^2	Acido ipocloroazotico	AzC^2 . . .	Cianogeno
AzO^4S. .	Acido solfoazotico	AzB . . .	Boruro d'azoto.

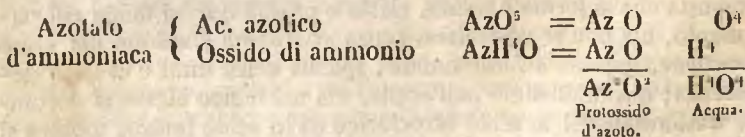
L'azoto e l'ossigeno non si combinano direttamente che con grandissima difficoltà, e solo in alcune condizioni particolari, come p. e. quando si fanno passare delle scintille elettriche a traverso un miscuglio d' idrogeno e d'aria atmosferica. Pertanto se tale sperienza può dimostrare la produzione dell'acido azotico nelle circostanze rammentate, non è certamente un mezzo conveniente per prepararlo. In natura l'azoto e l'ossigeno si combinano insieme per formare l'acido azotico, il quale unito a diverse basi, costituisce gli azotati nativi. Decomponendo questi sali per mezzo dell'acido solforico, si estrae l'acido azotico. D'altra parte l'azoto delle materie organiche si trasforma in ammoniaca colla putrefazione e per l'azione del calore. L'acido azotico e l'ammoniaca, prodotti naturali entrambi, sono i materiali con cui il Chimico prepara tutti gli altri composti dell'azoto.

PROTOSSIDO D'AZOTO $= AzO$

Sinonimi. — Gas nitroso, ossido nitroso, ossidulo d'azoto.

Preparazione. — Si ottiene facilmente riscaldando dell'azotato d'ammoniaca in una piccola storta di vetro: questo sale composto di ossido d'ammonio ed acido azotico, col riscaldamento si risolve in acqua e protossido d'azoto:

Azotato d'ammoniaca { Ac. azotico / Ossido di ammonio

$$\begin{array}{lcll} AzO^5 & = & Az\,O & \quad O^4 \\ AzH^4O & = & Az\,O & H^4 \\ \hline & & Az^2O^2 & H^4O^4 \\ & & \text{Protossido d'azoto.} & \text{Acqua.} \end{array}$$

Proprietà. — Alla temperatura ordinaria il protossido d'azoto è un gas senza colore, senza odore, e di sapor dolciastro. Natterer di Vienna è pervenuto non solo a liquefarlo in gran quantità, ma anche a solidificarlo. L'apparato del quale egli fa uso si compone d'una piccola pompa e di un recipiente di ferro dolce lavorato presso a poco come la cassa di un archibuso pneumatico. Il gas alla temperatura di 15° si liquefa sotto

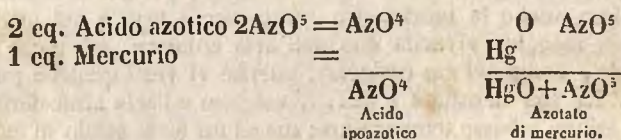
una pressione di 50 atmosfere, producendo un liquido fluidissimo di sapor zuccherino, il quale occupa $\frac{1}{400}$ del volume primitivo, e produce evaporandosi un freddo di — 115°. Sotto la pressione atmosferica bolle invariabilmente alla temperatura di — 88°, secondo Regnault. Si può conservare per più ore allo stato liquido sotto la pressione atmosferica, dappoichè la porzione che si evapora raffredda il rimanente, e lo preserva dall'evaporazione. Immergendo un filo metallico nel gas liquefatto, si ode un sibilo simile a quello d'un corpo rovente che si tuffi nell'acqua. Messo in contatto colla cute, la disorganizza prontamente nel punto toccato, producendo un dolore acuto. Allo stato gassoso l'acqua ne scioglie $\frac{3}{4}$ circa del proprio volume, ed acquista un sapore dolciastro ed un odore, che non è punto dispiacevole. Respirato agisce sull'economia animale come le bevande spiritose, producendo una specie di ebbrezza, la quale dopo pochi minuti si dissipa, senza produrre funeste conseguenze; ma se l'esperienza si prolunga per un tempo molto lungo, ne segue gravezza di capo, vertigini, perdita di sentimento, ed in ultimo anche la morte. Un lume acceso brucia nel protossido d'azoto con maggior vivacità che nell'aria comune, ed anche spento si riaccende, come nel gas ossigeno, purchè vi resti qualche punto in ignizione. La sua densità è 1,527. L'ossigeno e l'aria atmosferica non vi hanno azione a basse temperature; ma ad un forte grado di calore lo trasformano in acido ipoazotico. Nessun metalloide lo decompone a freddo; ma ad una temperatura elevata accade il contrario: l'idrogeno, il boro, il carbone, il solfo, il fosforo, impossessandosi del suo ossigeno, si trasformano in acqua, acido borico, acido carbonico, acido solforoso, e lasciano l'azoto allo stato libero. Il solfo ed il carbone precedentemente accesi ardono in questo gas con maggior vivacità che nell'aria. Il fosforo vi brucia come nel gas ossigeno; ma non è capace di accendersi spontaneamente, nemmeno se vien toccato con un ferro rovente. Abbiamo veduto che l'azotato d'ammoniaca si scinde coll'azione del calore in 4 equivalenti d'acqua ed in 2 equivalenti di protossido d'azoto. Quest'ultimo dal suo canto, fatto passare sull' idrato di potassa o di soda debolmente arroventati in un tubo, rigenera l'azotato d'ammoniaca, appropriandosi gli elementi dell' acqua contenuta nell' idrato alcalino; per modo che si forma un azotato di soda o di potassa, e si sviluppano abbondanti vapori d'ammoniaca.

Se nell'eudiometro di Volta s'introducono volumi eguali di protossido d'azoto e di gas idrogeno, e si dà fuoco al miscuglio colla scintilla elettrica, si forma acqua, tutto l'idrogeno sparisce, e si ottiene per residuo un volume di azoto eguale a quello del protossido adoperato. Per conseguenza 1 volume di protossido d'azoto contiene 1 volume di gas azoto, e una quantità di ossigeno capace di convertire in acqua 1 volume d'idrogeno, cioè $\frac{1}{2}$ volume, condensati da 1 $\frac{1}{2}$ in 1 volume solo.

BIOSSIDO D'AZOTO $= AzO^2$

Sinonimi. — Deutossido d'azoto, gas nitroso, ossido nitrico.

Preparazione. — Il biossido d'azoto risulta dalla reazione dell'acido azotico su certi metalli, ed in generale sui corpi ossidabili. Il rame, il mercurio, l'argento, il piombo ec., messi in contatto coll'acido azotico, vi si disciolgono sviluppando biossido d'azoto. Il mercurio conviene a quest'uso meglio di qualunque altro metallo, e dà per prodotti biossido d'azoto puro ed azotato di mercurio. Il biossido d'azoto non deriva immediatamente dalla reazione dell'acido azotico sul mercurio; ma è il prodotto finale di tre reazioni consecutive: 1° L'acido azotico si scinde in acido ipoazotico, ed in ossigeno che ossida il metallo, mentre l'ossido formato si combina coll'acido azotico indecomposto, per formare un azotato:

2 eq. Acido azotico $2AzO^5$	$=$	AzO^4	$O \quad AzO^5$
1 eq. Mercurio	$=$		Hg
		AzO^4 Acido ipoazotico	$HgO + AzO^5$ Azotato di mercurio.

2° L'acido ipoazotico dal suo canto, sotto l'influenza dell'acqua e del calore sviluppato dall'azion chimica, si converte in acido azotico ed in acido azotoso (V. pag. 125). 3° Finalmente l'acido azotoso si trasforma in acido azotico, ed in biossido d'azoto che si sviluppa (V. pag. cit.). Il rame dà luogo ad una reazione troppo energica, di guisa che il miscuglio si riscalda fortemente, ed il biossido che si forma contiene sempre dell'azoto libero e del protossido. Per l'esperienze ordinarie si ottiene un gas abbastanza puro, trattando la tornitura di rame con acido azotico diluito, in un apparato simile a quello che abbiamo descritto parlando della preparazione del gas idrogeno (*fig. 1*). S'introduce nella boccia a due gole della tornitura di rame e dell'acqua, indi per mezzo del tubo verticale *b* vi si fa penetrare dell'acido azotico ordinario, finchè la reazione cominci a manifestarsi; finalmente quando tutto l'azoto dell'aria è stato espulso dall' apparecchio, si raccoglie il gas che si sviluppa in tubi pieni d'acqua e rovesciati sul tino pneumatico.

Proprietà. — È un gas senza colore e senza azione sulla tintura di laccamuffa. Non si sa se ha odore e sapore, perchè venendo in contatto dell'aria, si trasforma in acido ipoazotico, ed allora presenta l'odore e il sapore di quest'ultimo composto. Immergendo in questo gas un carbone rovente, un pezzo di solfo acceso o la fiamma d'una candela, si estinguono immediatamente. Il fosforo in combustione continua a bruciare, trasformandosi in acido fosforico. L'acqua alla temperatura di 15° ne scioglie circa un ventesimo del proprio volume. Faraday non ha potuto liquefarlo, sottoponendolo ad un freddo di —110° e ad una pressione

di 50 atmosfere. Col semplice riscaldamento non si decompone, dimodochè si può far passare inalterato a traverso un tubo di porcellana rovente, ma le scariche elettriche lo trasformano in azoto ed in acido ipoazotico. L'ossigeno e l'aria atmosferica lo fanno passare allo stato di acido ipoazotico AzO^4; per tal ragione quando si apre in contatto dell'aria un tubo pieno di questo gas, si formano immediatamente de' vapori rossi rutilanti di acido ipoazotico. Le soluzioni de'sali di protossido di ferro assorbono il biossido d'azoto, producendo un liquido nerastro. I biossidi di piombo e di manganese, come pure il protossido d'argento, messi in sospensione nell'acqua, assorbono, secondo Schönbein, il biossido d'azoto, trasformandolo in acido azotoso, che si combina cogli ossidi metallici e produce gli azotiti corrispondenti. Il biossido d'azoto e l'idrogeno solforato mescolati insieme, non esercitano nessuna azione scambievole, quando sono ben secchi; ma allo stato umido reagiscono, e danno per prodotto del protossido d'azoto e del solfidrato d'ammoniaca. Molti metalli lo decompongono quando sono fortemente riscaldati: l'ossigeno si combina col metallo e l'ossida, l'azoto resta libero.

Ciascun volume di biossido d'azoto contiene $\frac{1}{2}$ volume di azoto e $\frac{1}{2}$ di ossigeno, combinati insieme senza condensazione. Perciò se si decompone un dato volume di questo gas, obbligandolo a passare in un tubo pieno di tornitura di rame ed arroventato, si forma ossido di rame, e resta un volume di azoto, che è esattamente la metà di quello del biossido adoperato.

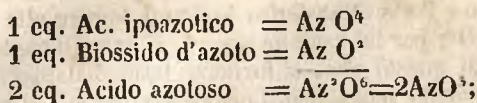
ACIDO AZOTOSO = AzO^3

Sinonimi. — Acido nitroso.

Calcinando in un crogiuolo di platino dell'azotato di soda $NaO+AzO^5$, questo sale si decompone parzialmente: due equivalenti d'ossigeno si sviluppano, e resta un composto, il quale ha per formula $NaO+AzO^3$, e contiene un acido meno ossigenato dell'acido azotico, cioè l'acido azotoso. Facendo bollire una soluzione di azotato di piombo con piombo metallico, si forma un azotito con eccesso di base. Per molto tempo si ammise dai Chimici che l'acido azotoso non può esistere che allo stato di combinazione ne'sali; mentre da altri è stato confuso coll'acido ipoazotico. Finalmente Peligot ha fatto conoscere in qual modo si può produrre l'acido azotoso, ed in quali condizioni è compatibile la sua esistenza allo stato libero.

Preparazione. — Allorchè si fa passare del biossido d'azoto nell'acido ipoazotico liquido, quest'ultimo l'assorbe, ed acquista un color verde, che mano mano diventa più intenso e sempre più traente all'azzurro. Tal fenomeno è dovuto alla produzione dell'acido azotoso, il quale pare dover essere di color azzurro perfetto. Ma per quanto si continui a far passare del biossido d'azoto nel liquido, non si arriva mai ad ottenerlo di colore azzurro puro, e senza mescolanza di verde. D'altronde l'analisi vi scuopre la presenza di un po'd'acido ipoazotico indecompo-

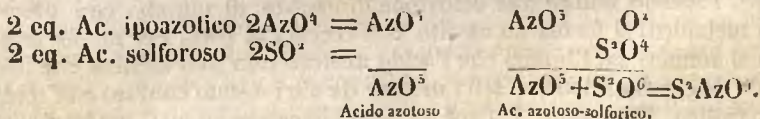
sto. In certi limiti adunque l'acido ipoazotico ed il biossido d'azoto si combinano insieme e danno origine all'acido azotoso:

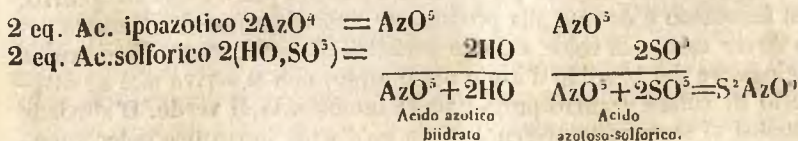
1 eq. Ac. ipoazotico $= Az\,O^4$
1 eq. Biossido d'azoto $= Az\,O^2$
2 eq. Acido azotoso $= Az^2O^6 = 2AzO^3$;

ma quando la decomposizione è molto progredita, la decomposizione ulteriore diviene più lenta e più difficile, sicchè il miscuglio resiste all'azione del biossido d'azoto, e ritiene un po'di acido ipoazotico indecomposto. Quest'ultimo, essendo di color giallo, mescolato coll'acido azotoso che è azzurro, comunica al liquido una debole tinta verdastra.

Proprietà. — L'acido azotoso ottenuto per l'azione del biossido d'azoto sull'acido ipoazotico, è un liquido di colore azzurro traente più o meno al verde, a seconda della quantità di acido ipoazotico che vi resta mescolato. Il suo grado d' ebollizione pare inferiore a 0°. L' acqua lo decompone in acido azotico che si discioglie, ed in biossido d'azoto che si sviluppa, difatto un equivalente di acido azotico e due di biossido d'azoto contengono gli elementi di tre equivalenti di acido azotoso.

Acido azotoso-solforico $= S^2AzO^9$.—L' acido azotoso si combina coll'acido solforico, e forma un composto cristallizzato, che si può preparare in diversi modi. Questo stesso prodotto si forma in certe particolari condizioni nelle camere di piombo, in cui si prepara l'acido solforico, ed è per tal ragione conosciuto nelle fabbriche col nome di *cristalli delle camere di piombo.*

Preparazione. — Secondo Laprevostaye, introducendo dell'acido solforoso liquido e dell'acido ipoazotico in un tubo di vetro assottigliato ad una delle sue estremità, che poscia si chiude fondendola, i due corpi reagiscono l'uno sull'altro, formando acido azotoso ed acido azotoso-solforico, che indi a poco cristallizza.

2 eq. Ac. ipoazotico $2AzO^4 = AzO^3 \quad AzO^3 \quad O^2$
2 eq. Ac. solforoso $2SO^2 = \quad S^2O^4$
AzO^3 (Acido azotoso) $\quad AzO^3 + S^2O^6 = S^2AzO^9$. (Ac. azotoso-solforico.)

Secondo Gay-Lussac, si ottiene lo stesso prodotto, mettendo dell'acido ipoazotico in contatto dell'acido solforico monoidrato:

2 eq. Ac. ipoazotico $2AzO^4 = AzO^5 \quad AzO^3$
2 eq. Ac. solforico $2(HO,SO^3) = \quad 2HO \quad 2SO^3$
$AzO^5 + 2HO$ (Acido azotico biidrato) $\quad AzO^3 + 2SO^3 = S^2AzO^9$ (Acido azotoso-solforico.)

Proprietà. — L'acido azotoso-solforico si fonde a 230°, e col raffreddamento cristallizza. Ad una temperatura maggiore si volatilizza, senza alterarsi. In contatto dell'acqua, si decompone trasformandosi in acido solforico idrato, ed in acido azotoso, che poi si converte in acido azotico e biossido d'azoto.

ACIDO IPOAZOTICO $= AzO^4$

Sinonimi. — Acido nitroso, acido iponitrico, vapor nitroso, perossido d'azoto, acido nitroso-nitrico.

Preparazione. — Si può preparare, tanto per la combinazione diretta del biossido d'azoto coll'ossigeno, quanto distillando l'azotato di piombo ben secco. Una condizione indispensabile per averlo puro, è quella di eliminare ogni traccia di umidità dalle materie che si adoperano. Quando si prepara colla riunione del gas ossigeno e del biossido d'azoto, bisogna evitare che l'ultimo si trovi in eccesso rispetto al primo, nel qual caso si formerebbe dell'acido azotoso, per la reazione del biossido d'azoto sull'acido ipoazotico. Per ben riuscire, si disseccano i gas sull'acido fosforico anidro, e si fanno passare in un tubo esternamente raffreddato ad una temperatura di 15° o 20° sotto zero.

Proprietà.—L'acido ipoazotico purissimo, secondo le sperienze di Peligot, per un forte raffreddamento si solidifica e cristallizza in prismi trasparenti e senza colore, fusibili a 9° sotto 0° in un liquido di color giallo arancio, il quale bolle a+22°, trasformandosi in vapore di color rosso. Una volta fuso, non si solidifica più, nemmeno ad un freddo di 15° sotto 0°, bastando la più piccola traccia d'acqua per alterarlo nelle proprietà e renderlo incristallizzabile. Il suo colore si cambia immediatamente in contatto dell'acqua, e da giallo che era diviene verdastro. Questo effetto dipende dalla produzione dell'acido azotoso, il quale, come ho già avvertito, è di colore azzurro. L'acqua difatto, se è in piccola quantità, trasforma l'acido ipoazotico in acido azotico ed in acido azotoso; in maggior copia decompone ancora l'acido azotoso in acido azotico ed in biossido d'azoto, come ho già detto a proposito dell'acido azotoso. Questo acido, messo in contatto colle soluzioni alcaline, non vi si combina integralmente, ma si decompone in acido azotico ed in acido azotoso; sicchè si ottiene un azotato ed un azotito, che restano disciolti nel liquido. Questa reazione indusse varii Chimici a considerarlo come un acido doppio, composto di acido azotico ed acido azotoso $= AzO^5 + AzO^3$.

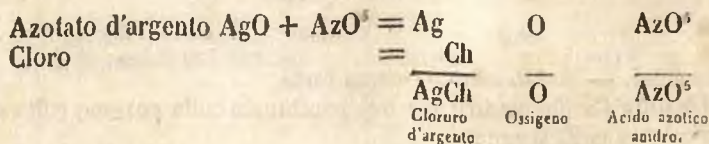
ACIDO AZOTICO

Sinonimi. — Acido nitrico, acqua forte.

In natura l'acido azotico si trova combinato colla potassa, colla soda, colla calce e colla magnesia.

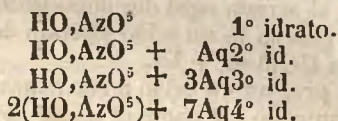
Per lungo tempo si era creduto che l'acido azotico non potesse esistere allo stato anidro; ma ultimamente Deville è riuscito ad isolarlo, decomponendo l'azotato d'argento per mezzo del gas cloro.

ACIDO AZOTICO ANIDRO $= AzO^5$. *Preparazione.* — La preparazione di questo corpo è una delle operazioni più difficili della chimica, e che per ben riuscire richiede un'infinità di precauzioni, e non può esser fatta che da un operatore molto abile. L'apparecchio con cui Deville ha preparato questo importante prodotto è disegnato nella *fig. 28.* Il gas cloro già preparato è contenuto in un gran pallone di vetro B, il quale ha una capacità interna di circa 24 litri. L'acido solforico contenuto nella boccia A, per mezzo d'un sifone penetra nel pallone, e scaccia un egual volume di cloro. Il gas è per tal modo costretto a passare successivamente nei tre tubi C, C, C curvati in forma di lettera U, e pieni di pomice imbevuta di acido solforico, ove finisce di disseccarsi. È indispensabile che il cloro non contenga la più piccola traccia di acido idroclorico, e se mai si avessero de'dubbi intorno alla purezza del gas, bisognerebbe farlo passare in un primo tubo ad U pieno d'ipoclorito di calce. Viene in seguito un altro tubo D pieno di azotato d'argento, il quale è immerso nell'acqua, che si mantiene calda per mezzo d'una lampada a spirito di vino. Un altro tubo H fa l'ufficio di condensatore, ed alla parte inferiore porta una pallina I, destinata a ricevere i prodotti liquidi che potessero formarsi nel corso dell'operazione. Questo tubo condensatore è immerso in un vaso contenente un miscuglio di ghiaccio e sal marino. Un tubo ricurvo J conduce i gas non condensati in un apparecchio di Liebig K pieno di acido solforico, il quale serve ad impedire l'ingresso dell'umidità nel tubo H. Finalmente i gas sono condotti in un tino pieno d'una soluzione alcalina destinata ad assorbire il cloro ed i vapori acidi, che senza tale precauzione, incomoderebbero l'operatore. I tubi D, H e J non si possono congiungere insieme per mezzo di tappi di sughero, o di tubi di gomma elastica, che cederebbero dell'umidità; ma è necessario che siano saldati l'uno sull'altro. L'azotato d'argento contenuto nel tubo D dev'essere ben secco, e per espellere ogni traccia di umidità che avesse potuto assorbire, giova riscaldarlo alla temperatura di 180° in un bagno d'olio. Così disposto l'apparecchio, si fa passare lentamente il cloro sull'azotato d'argento, e si riscalda rapidamente il bagno d'acqua E alla temperatura di 95°. L'apparecchio si empie di vapori rossi: allora si lascia scendere la temperatura del bagno a 55° o 60°, mantenendola costantemente in questi limiti per tutta la durata dell'operazione. Il cloro decompone l'azotato d'argento, trasformandolo in cloruro d'argento, ossigeno e acido azotico anidro.

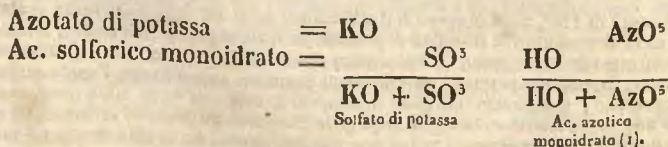
Azotato d'argento	$AgO + AzO^5$	$=$ Ag	O	AzO^5
Cloro		$=$ Ch		
		AgCh Cloruro d'argento	O Ossigeno	AzO^5 Acido azotico anidro.

L'acido trasportato dalla corrente di gas ossigeno, va a condensarsi nel tubo H esternamente raffreddato. Finita l'operazione, s'inclina il tubo H in modo che il liquido contenuto nella pallina I possa sgocciolare a traverso il tubo J, indi vi si fa passare una corrente di gas acido carbonico, che porta via le sostanze gassose prodotte durante la reazione. Il liquido è dell'acido azotico idrato, che si forma per l'azione di qualche traccia d'umidità inevitabile, non ostante tutte le precauzioni prese. I gas si compongono di ossigeno, di cloro e di vapori nitrosi, provenienti dalla decomposizione d'un poco d'acido azotico.

Proprietà. — L'acido azotico anidro si presenta in cristalli d'una limpidezza e d'una regolarità, che li rende comparabili ai più belli cristalli di quarzo, e per il volume giungono talvolta a più d'un centimetro su ciascuna dimensione. La forma di tali cristalli è il prisma rombico appartenente al sistema rettangolare. Si fonde fra 29° e 30°, e bolle fra 45° e 50°, decomponendosi parzialmente. Esposto in contatto dell'aria, ne attrae l'umidità, e diventa liquido, trasformandosi in acido azotico idrato; per conseguenza è mestieri conservarlo in tubi di vetro ermeticamente chiusi; ma dopo un certo tempo, e senza cagione apparente, si decompone, facendo scoppiare il tubo in cui è rinchiuso. L'acqua vi si combina sviluppando calore, ma senza decomporlo. Messo in contatto del gas ammoniaco ben secco, si trasforma in azotato d'ammoniaca, sviluppando vapori nitrosi.

ACIDO AZOTICO IDRATO. L'acido azotico forma coll'acqua quattro composti a proporzioni definite, la composizione de'quali conduce alle formule seguenti:

HO,AzO^5	1° idrato.
$HO,AzO^5 + Aq$	2° id.
$HO,AzO^5 + 3Aq$	3° id.
$2(HO,AzO^5) + 7Aq$	4° id.

Questi quattro acidi idrati differiscono non solamente per la quantità di acqua che racchiudono, ma anche per certe proprietà, e per la diversa azione che spiegano sui metalli, per cui descriverò separatamente le loro qualità distintive, e la maniera di prepararli.

Preparazione. — 1° L'acido azotico ad un equivalente d'acqua, conosciuto comunemente coi nomi di *acido nitrico fumante* e di *acido nitrico a 40 gradi*, si ritrae dal nitro, o sia azotato di potassa, distillandolo coll'acido solforico monoidrato. Per doppia decomposizione si forma solfato di potassa e acido azotico monoidrato:

Azotato di potassa	=	KO		AzO^5
Ac. solforico monoidrato	=	SO^3	HO	
		$KO + SO^3$	$HO + AzO^5$	
		Solfato di potassa	Ac. azotico monoidrato (1).	

(1) Se per un equivalento di sale se ne impiega un solo di acido solforico, cioè 48,5 parti in peso di acido per 100 di nitro, la decomposizione di quest'ultimo non è mai totale, alme-

Si ottiene ancora, e con maggior facilità, rettificando l'acido azotico del commercio, o sia *acqua forte*. Per ben riuscire si distilla l'acqua forte in una storta ordinaria, nella quale giova mettere de'fili, o meglio ancora, della spugna di platino. Quando metà del liquido è distillato, e con esso la più gran parte dell'acqua, si aggiunge al residuo contenuto nella storta un egual volume di acido solforico concentrato, e si procede ad una seconda distillazione, raccogliendo separatamente il prodotto. L'acido solforico toglie il rimanente dell'acqua, che l'acido azotico comune contiene in eccesso; ma siccome il prodotto ritiene gran quantità di acido solforico, per separare quest'ultimo, bisogna sottoporre il liquido ad una seconda distillazione, e raccogliere soltanto la porzione che passa alle temperature inferiori a 90°, mentre ciò che distilla al di là di quest'ultimo limite è un acido più diluito.

L'acido azotico a questo grado di concentrazione non può venir distillato, senza decomporsi parzialmente in ossigeno ed in acido ipoazotico. Perciò ottenuto col metodo anzidetto, si mostra sempre più o meno colorato in giallo, a seconda della quantità di acido ipoazotico che contiene. Per depurarlo Millon consiglia di scaldarlo al grado dell'ebollizione, e di farvi passare in tale stato una corrente di gas acido carbonico ben secco, il quale porta via tutto l'acido ipoazotico allo stato di vapore.

2° Distillando l'acido precedente, passa un liquido giallo ricco di acido ipoazotico proveniente dalla decomposizione dell'acido azotico. L'acqua che quest'ultimo abbandona è ritenuta dal liquido della storta, il quale si va sempre più diluendo. Finalmente quando l'ebollizione segna la temperatura di 123°, si arresta ogni decomposizione ulteriore, e continuando a distillare, si ottiene in un acido biidrato del tutto scolorito, il quale ha per formula HO,AzO^5+Aq.

3° Pe'bisogni delle arti si prepara un acido meno concentrato de'precedenti, conosciuto in commercio col nome di *acqua forte*, distillando un miscuglio di nitro e di acido solforico; ma invece di condensare immediatamente il prodotto della distillazione, si riceve in alcuni recipienti che contengono dell'acqua, in cui i vapori acidi si disciolgono. L'operazione viene eseguita in cilindri di ghisa, che si riscaldano sopra fornelli di mattoni, ed il prodotto si raccoglie in damigiane di vetro, o meglio di grès. Da pochi anni in qua all'azotato di potassa si è sostituito l'azotato di soda nativo, che costa molto meno del primo. La *fig. 29*

no alla temperatura di 125°, a cui si opera la distillazione: metà del nitro resta senza decomporsi, l'altra metà si trasforma in bisolfato di potassa. Se si riscalda più fortemente, il bisolfato reagisce sul nitro indecomposto, l'acido azotico divien libero, e tutta la base si trasforma in solfato neutro; ma alla temperatura, in cui questi fenomeni hanno luogo, l'acido azotico stesso si decompone, trasformandosi quasi totalmente in ossigeno ed in acido ipoazotico. Per ovviare a tale inconveniente, bisogna impiegare 2 equivalenti di acido solforico per un solo di nitro, o sia 97 parti in peso del primo per 100 dell'ultimo. La distillazione in tal caso si fa comodamente ad una temperatura che non oltrepassa 125°: tutto il nitro si decompone, trasformandosi in bisolfato di potassa; tutto l'acido azotico che vi si contiene resta espulso, e si condensa nel recipiente.

rappresenta la sezione verticale dell'apparecchio, la *fig.* 29' la proiezione orizzontale.

L'acido azotico del commercio non è mai puro; ma contiene delle quantità variabili di acido solforico, che si volatilizza insieme coll'acido azotico, soprattutto verso la fine della distillazione. Vi è inoltre dell'acido idroclorico proveniente dalla reazione dell'acido solforico sul cloruro di sodio, con cui il nitro va sempre unito, e dell'acido ipoazotico. L'acido idroclorico si può separare per mezzo dell'azotato d'argento, che lo precipita allo stato di cloruro; l'azotato di barite ne precipita l'acido solforico allo stato di solfato. L'acido decantato e sottoposto ad una seconda distillazione, si ottiene affatto privo di acido idroclorico e solforico. Si può ancora depurare l'acido azotico del commercio con un metodo meno dispendioso del precedente, aggiungendovi 3 per cento circa di minio, e distillando il miscuglio: l'acido idroclorico e l'acido solforico restano nel residuo allo stato di cloruro e di solfato di piombo. Barreswil pretende che si possa ottenere dell'acido azotico purissimo distillando semplicemente l'acqua forte del commercio. Le prime porzioni sono molto impure e contengono grandissima quantità di cloro e di acido nitroso; perciò si mettono da parte e si conservano per farne acqua regia: l'acido che distilla dopo non contiene la più piccola traccia di cloro o di acido idroclorico. Il miglior metodo, secondo Millon, per togliere all'acido azotico depurato coll'uno o coll'altro de'due modi, ogni traccia di acido ipoazotico, è quello di distillarlo nuovamente dopo di avervi disciolto $\frac{1}{100}$ di bicromato di potassa: l'acido cromico del sale trasforma l'acido ipoazotico in acido azotico, e passa allo stato di sesquiossido di cromo, che si discioglie nel liquido, colorandolo in verde. La quantità d'acqua che questo acido racchiude varia a seconda delle proporzioni adoperate nel fabbricarlo. Nondimeno distillandolo finchè il grado d'ebollizione resti stazionario, si può sempre ridurlo ad un grado di concentrazione costante.

La densità dell'acido azotico ed il suo grado di ebollizione variano moltissimo a seconda della quantità di acqua che contiene. Il massimo grado di calore che può acquistare sotto la pressione atmosferica è quello di 127° a 128°, temperatura a cui bolle l'acido a $4\frac{1}{2}$ equivalenti d'acqua $= 2(HO,AzO^5)+7$ Aq. Un acido più o meno concentrato di quest'ultimo bolle a temperature più basse, perchè tanto l'acqua, quanto l'acido azotico monoidrato richiedono per bollire delle temperature inferiori a 128°. Per conseguenza se si fa una mescolanza di acido azotico fumante e di acido a $4\frac{1}{2}$ equivalenti d'acqua, e poscia si riscalda il miscuglio che ne risulta, è chiaro che l'ebollizione avrà luogo ad una temperatura compresa tra 86° e 128°, sicchè l'acido che passerà sulle prime sarà necessariamente più concentrato di quello che resta: il grado d'ebollizione crescerà gradatamente, ed arrivato a 127° o 128° non subirà altro cambiamento. Se invece si diluisce con acqua, l'ebollizione del miscuglio avrà luogo fra 100° e 128°, sulle prime distillerà l'acqua mescolata ad un po'di acido, il liquido della storta diventerà più concentrato, ed il suo grado d'ebollizione andrà gradatamente aumen-

tando fino a 128°; onde avviene che un acido concentrato si diluisce colla distillazione, e viceversa un acido diluito si concentra. In ambi i casi la temperatura dell'ebollizione cresce gradatamente, ed in ultimo si fissa invariabilmente a 128°. Secondo Millon, adoperando un prodotto concentrato si arriva ad un acido a 4 equivalenti d'acqua. Se invece si adopera un acido diluito, la proporzione d'acqua che resta nel residuo giunge a quattro equivalenti e mezzo.

Proprietà. — L'acido azotico a 1 equivalente d'acqua è un liquido senza colore, quando è puro, e di sapore eccessivamente acre e caustico. Una sola goccia mescolata a grandissima quantità d'acqua, basta per renderla sensibilmente acida, e per comunicarle la proprietà di arrossare la tintura di laccamuffa. All'aria umida spande un vapore di odore irritante caratteristico, onde il nome di acido nitrico fumante. Questo vapore nasce dalla combinazione dell'acido in esame coll'umidità atmosferica, per cui si forma un composto meno volatile, che si condensa nell'aria, e si precipita in particelle liquide molto attenuate. A 50° sotto 0° si solidifica, e prende l'aspetto del burro ordinario. La sua densità è di 1,521. Alla luce diretta del sole si colora in giallo, decomponendosi in ossigeno ed in acido ipoazotico, purchè la temperatura del liquido non sia minore di 30° o 40°. Il riscaldamento v'induce la stessa alterazione; però quando si distilla, mentre dall'una parte si sviluppano i prodotti dalla sua decomposizione, dall'altra il liquido bollente diviene sempre più acquoso, perchè la porzione decomposta cede al rimanente l'acqua che abbandona. L'ebollizione dell'acido puro comincia ad aver luogo a 86 gradi; ma continua a temperature gradatamente crescenti, e che variano nelle diverse fasi dell'operazione. Se si fa passare il vapore di questo acido a traverso un tubo di porcellana debolmente arroventato, si decompone in acido ipoazotico ed in ossigeno, ma se il tubo è bene incandescente, lo stesso acido ipoazotico si decompone, trasformandosi in gas ossigeno ed in gas azoto. Molte delle proprietà comunemente attribuite all'acido azotico, appartengono all'acido ipoazotico, che il primo contiene quasi sempre. Così, per esempio, un acido anche debole, per poco che contenga dell'acido ipoazotico, precipita l'iodo dagl'ioduri, il solfo dai protosolfuri; colora in bruno i sali di protossido di ferro, in verde il ferrocianuro di potassio, e scolora immediatamente l'indaco. Al contrario l'acido azotico privo di acido ipoazotico e diluito, non precipita l'iodo dagl'ioduri, nè il solfo dai protosolfuri, non colora i sali di ferro, nè il ferrocianuro di potassio, e non altera il colore dell'indaco.

Un acido discretamente concentrato ossida con rapidità la maggior parte dei corpi conosciuti, trasformandosi il più delle volte in biossido d'azoto, sovente in acido ipoazotico o azotoso, talvolta in protossido d'azoto ed anche in azoto, a seconda della concentrazione dell'acido che si adopera, e della temperatura che accompagna la reazione. Il solfo, il fosforo, il carbone, il boro si convertono ne'rispettivi acidi solforico, fosforico, carbonico e borico. Quanto ai metalli, in generale si può dire che sono tutti ossidati dall'acido azotico, ad eccezione di pochi, come

sono l'oro, il platino, il rodio e l'iridio, la cui affinità per l'ossigeno è troppo debole; ma tale ossidazione è favorita in grado eminente dalla presenza dell'acido ipoazotico, per la qual cosa spesso avviene, che lo stesso metallo spieghi sull'acido azotico che contiene qualche traccia di acido ipoazotico, un' azione intieramente diversa da quella che esercita sull'acido perfettamente puro. Un acido ben puro, la cui densità non sia maggiore di 1,02, non ossida il rame metallico alla temperatura ordinaria; l'argento e il mercurio non si ossidano in un acido che contiene al di là di 4 $\frac{1}{2}$ equivalenti d'acqua; ma se nel liquido acido si fa passare del biossido d'azoto, o si aggiunge un po' di azotito di potassa, si stabilisce immediatamente una reazione vivissima: il metallo si discioglie ossidandosi, il liquido si riscalda e sviluppa torrenti di vapori nitrosi. Meritano ancora d'essere ricordati alcuni fenomeni singolari, che si manifestano tra l'acido azotico concentratissimo e certi metalli facilmente ossidabili, come sono il ferro, lo stagno ed il bismuto. I due ultimi non si ossidano menomamente in contatto dell'acido azotico monoidrato e biidrato, e conservano tutto lo splendore metallico, come se fossero a contatto di un liquido indifferente. Se si diluisce l'acido, aggiungendovi dell'acqua, si stabilisce una reazione violenta: il metallo si ossida, la temperatura del liquido aumenta, e l'acido si decompone, come ne'casi ordinarii. Il ferro presenta gli stessi fenomeni coll'acido monoidrato e biidrato, anzi non viene attaccato, nemmeno dall'acido azotico a 4 $\frac{1}{2}$ equivalenti di acqua, purchè peraltro non contenga traccia di acido azotoso o ipoazotico; ma se nel liquido si discioglie un po' d'azotito di potassa, se vi si fa passare del biossido d'azoto, o infine se con un mezzo qualunque vi s'introduce dell'acido ipoazotico, nasce immediatamente una reazione vivissima accompagnata dai soliti fenomeni. Finalmente, quando si fa uso di un acido molto diluito, il ferro si discioglie, senza sviluppare veruna sostanza gassosa, e si trasforma in azotato di protossido di ferro. In questo caso si decompone non solo l'acido azotico, ma anche l'acqua: l'azoto dell'uno reagisce sull'idrogeno dell'altra, per formare ammoniaca, che combinandosi coll'acido, produce dell'azotato di ammoniaca. Lo stagno e lo zinco operano come il ferro, e disciogliendosi nell'acido azotico debole, formano anch'essi dell'azotato d'ammoniaca.

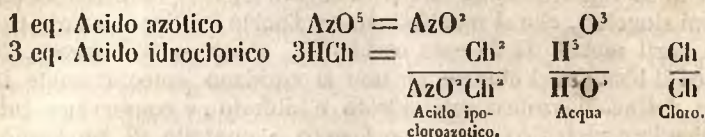
ACIDO IPOCLOROAZOTICO. $= AzO^2Ch^2$

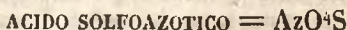
Sinonimi. — Acqua regia, acido nitromuriatico.

Mescolando insieme acido azotico e acido idroclorico discretamente concentrati, l'aspetto del liquido cambia immediatamente, e dove prima era senza colore, poscia diventa giallo, ed esala odor di cloro e di acido ipoazotico. Questo liquido attacca tutti i metalli, trasformandoli in cloruri, e ricevè dai Chimici antichi il nome di *acqua regia*, dalla proprietà che ha di sciogliere l'oro, su cui nè l'acido azotico, nè l'acido idroclorico isolatamente hanno azione. Il corpo in cui risiede

l'attività dell'acqua regia è un gas, isolato per la prima volta da Edmondo Davy, e poscia esaminato da Baudrimont, da Millon e finalmente da Gay-Lussac.

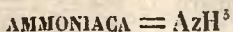
Preparazione. — Per ottenere questo prodotto si mescola un volume di acido azotico con tre volumi di acido idroclorico, entrambi concentrati, e si riscalda il miscuglio in un bagno maria ad una temperatura di 90° o 100°. Il prodotto gassoso che risulta dalla reazione de' due corpi si rende prima in una boccia vuota, ove si condensa qualche goccia di liquido, indi passa a traverso un tubo che contiene del cloruro di calcio, e finalmente arriva in un recipiente raffreddato con un miscuglio di ghiaccio e sal marino, ove si liquefà. La reazione ha luogo nel modo seguente:

1 eq. Acido azotico	$AzO^5 =$	AzO^2	O^3	
3 eq. Acido idroclorico	$3HCh =$	Ch^2	H^3	Ch
		AzO^2Ch^2	H^3O^3	Ch
		Acido ipocloroazotico.	Acqua	Cloro.

Proprietà. — Il prodotto così ottenuto è un liquido di color rosso cupo, che ha una densità di 2,49, e bolle a — 7°, trasformandosi in un gas di color giallo simile al cloro. Attacca tutti i metalli, non escluso l'oro ed il platino, trasformandoli in cloruri, e nel tempo stesso si sviluppa biossido d'azoto. Secondo Baudrimont, non altera il colore della carta di laccamuffa ben secca, ma allo stato umido l'arrossa vivamente.

ACIDO SOLFOAZOTICO = AzO^4S

Sinonimi. — Acido nitrosolforico.

Questo composto non è stato peranche isolato, e non si conosce che in combinazione cogli ossidi metallici.

Davy avea osservato che i solfiti alcalini, quando vi è presente un alcali libero, assorbono il biossido d'azoto, producendo un composto cristallizzato, il quale ha la proprietà singolare di decomporsi sotto l'influenza degli acidi, sviluppando del gas protossido d'azoto. Pelouze ripetendo le stesse sperienze, trovò che anche senza l'alcali libero il biossido d'azoto viene assorbito dai solfiti alcalini; ma in tal caso bisogna operare ad una temperatura di 15 o 20 gradi sotto zero, ed il composto che si ottiene si decompone spontaneamente anche a 0°, e con maggior facilità alla temperatura atmosferica, in protossido d'azoto, che si sviluppa, ed in solfato. L'alcali libero adunque aumenta la stabilità del composto, mentre permette di ottenerlo, anche alla temperatura ordinaria. Operando sopra quantità misurate, si trova che il volume del biossido d'azoto assorbito è doppio di quello dell'acido solforoso contenuto nel solfito alcalino. Da tale combinazione risulta un sale, in cui la potassa è unita ad un acido, che Pelouze chiama *acido nitrosolfo-*

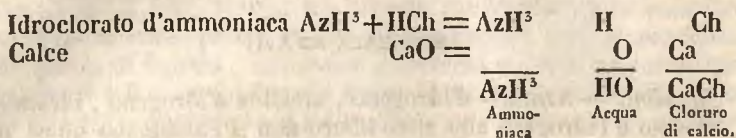
rico, il quale ha per formula AzO^4S, e contiene gli elementi del biossido d'azoto e dell'acido solforoso. Questo acido non si può ottenere allo stato d'isolamento, decomponendo i solfoazotati per mezzo di un acido, dappoichè la presenza di un alcali libero è condizione indispensabile per la sua esistenza, e non appena messo in libertà si decompone, trasformandosi in protossido d'azoto ed in acido solforico.

AMMONIACA = AzH^3

Sinonimi. — Azoturo d'idrogeno, amidide d'idrogeno, idramide.

L'azoto e l'idrogeno allo stato libero non si combinano quasi mai, ond'è che l'ammoniaca non si può preparare con mezzi artificiali, per l'unione diretta de' suoi componenti. Nondimeno quando l'azoto e l'idrogeno s'incontrano allo stato nascente, spesso si combinano producendo ammoniaca; tal è per esempio il caso dello zinco e del ferro, che reagendo sull'acido azotico debole, decompongono l'acido e l'acqua nel tempo stesso, sicchè risulta dall'una parte azoto, dall'altra idrogeno. Secondo Kuhlmann, si produce ancora ammoniaca, facendo passare del biossido d'azoto, o qualunque altro composto di azoto ed ossigeno allo stato di vapore, e mescolato col gas idrogeno, a traverso una canna di vetro moderatamente riscaldata e piena di platino spongioso. Quest'ultimo opera in tal caso come farebbe sopra un miscuglio di gas idrogeno e gas ossigeno, cioè determina la combinazione dell'idrogeno cogli elementi del biossido d'azoto, onde formazione d'acqua e d'ammoniaca. L'ossido di ferro, secondo Reiset, opera come il platino spongioso, e dà origine agli stessi prodotti. In fine l'ammoniaca si produce abbondantemente in alcuni vulcani con processi tuttora sconosciuti, e si presenta il più delle volte combinata coll'acido idroclorico nel sale ammoniaco nativo. Non ostante queste sorgenti di ammoniaca, tutta quella che si consuma in chimica e nelle arti trae la sua origine dal regno organico, e propriamente dalla decomposizione delle sostanze animali. Quando si espone un corpo organico composto di ossigeno, idrogeno, carbonio e azoto all'azione del calore, i suoi elementi si riuniscono in modo da formare dei composti più semplici, e capaci di resistere all'azione di un'alta temperatura. Però l' ossigeno ossida porzione del carbonio e dell'idrogeno per formare acido carbonico, ossido di carbonio ed acqua; l'azoto si combina coll'idrogeno e produce ammoniaca; la maggior parte del carbonio resta unita a qualche traccia d'idrogeno e di azoto; ed inoltre si formano de' prodotti accessorii, come acido acetico, olii empireumatici ec., a seconda della temperatura a cui si effettua tale decomposizione. Onde si deduce che i sali ammoniacali, e particolarmente il carbonato d'ammoniaca, sono i prodotti costanti della decomposizione ignea delle sostanze animali. Questo carbonato d'ammoniaca si trasforma con mezzi semplicissimi, prima in solfato e poscia in idroclorato, che si mette in commercio col nome di *sale ammoniaco.*

Preparazione. — Per ottenere l'ammoniaca allo stato gassoso, basta

riscaldare moderatamente un miscuglio di calce in polvere e sale ammoniaco, o qualunque altro sale ammoniacale. Calce e sale ammoniaco producono ammoniaca, acqua e cloruro di calcio; si dissecca il gas che si sviluppa, facendolo passare in un lungo tubo pieno di potassa solida, o di calce viva.

Idroclorato d'ammoniaca	$AzH^3 + HCh =$	AzH^3	H	Ch
Calce	$CaO =$		O	Ca
		AzH^3 Ammoniaca	HO Acqua	$CaCh$ Cloruro di calcio.

Ne'laboratorii s'impiega ordinariamente l'ammoniaca in soluzione acquosa, la quale si prepara saturando di gas l'acqua distillata. L'operazione si conduce come quando trattasi di preparare l'acido idroclorico liquido, e si adopera lo stesso apparato di Woolf che ho descritto a p. 114, con questa sola differenza, che per ottenere una soluzione satura, bisogna far pescare i tubi adduttori del gas sino al fondo del liquido, essendo la soluzione ammoniacale più leggiera dell'acqua pura.

Proprietà. — All'ordinaria temperatura l'ammoniaca è un gas senza colore, di odore urinoso e pungente, che irrita le narici e promuove una lacrimazione abbondante; il suo sapore è caustico e lissiviale. Ristabilisce il colore azzurro della laccamuffa arrossato dagli acidi, arrossa la tintura di curcuma, inverdisce quella di viole, satura gli acidi liberi, come fanno le basi, spenge il fuoco, e soffoca gli animali che lo respirano. Il gas ammoniaco appartiene alla classe de'gas coercibili: sotto la pressione atmosferica basta per liquefarlo un freddo di 40 gradi sotto zero; a $+ 10^{\circ}$ diventa liquido sotto una pressione di 6 atmosfere e mezzo. Esposto al grado di freddo che si ottiene mercè l'evaporazione dell'acido carbonico solido, non solo si liquefà, ma si solidifica in una sostanza bianca, trasparente, cristallina, la quale si fonde a 75° sotto zero, secondo Faraday.

Immergendo nell'ammoniaca un lume acceso, il gas non s'infiamma, ed il lume si spenge; il che prova non essere nè combustibile, nè atto a mantenere la combustione de'corpi. Nulladimeno quando per l'apertura d'un tubo capillare si fa scaturire un getto sottile di gas ammoniaco in un'atmosfera d'ossigeno, si può accenderlo accostandovi la fiamma d'una candela, e seguita ad ardere con piccola fiamma gialla. In tale sperienza non è l'ammoniaca che brucia, ma l'idrogeno prodotto dalla sua decomposizione, la quale una volta cominciata, continua lentamente, e senza interruzione, per la temperatura elevata che si produce colla combustione dell'idrogeno in un'atmosfera di ossigeno puro.

Il gas ammoniaco si decompone in idrogeno ed azoto, se si espone ad una temperatura molto elevata, facendolo passare per esempio a traverso una canna di porcellana incandescente. Parecchi metalli favoriscono tale decomposizione, per modo che obbligando il gas ammoniaco a traversare un tubo pieno di fili di ferro o di rame, la decomposizione si

effettua d'una maniera compiuta e ad un grado di calore non molto intenso. Il ferro è il più attivo de'metalli che sono stati sperimentati, il rame lo è meno; vengono appresso l'oro, l'argento ed il platino. Secondo Bouet-Bonfill, se si fa passare il gas ammoniaco in un tubo pieno di calce caustica moderatamente riscaldata, la decomposizione si opera con tale facilità, che ha luogo ad una temperatura inferiore a quella del calor rosso nascente, e si ottiene un miscuglio gassoso formato d'idrogeno e azoto. Anche il carbone è capace di decomporre il gas ammoniaco ad un forte grado di calore, ma si combina nel tempo stesso coll'azoto nascente per formare cianogeno, dimodochè si ottengono per prodotti cianuro d'ammonio e gas idrogeno. Le scariche elettriche decompongono l'ammoniaca ne'suoi elementi, ma in modo lentissimo, talchè si richiedono più centinaia di scintille per produrre una decomposizione sensibile. Il volume del gas decomposto si trova raddoppiato dopo l'esperienza, perchè due volumi di gas ammoniaco racchiudono un volume di azoto e tre d'idrogeno, da 4 condensati in 2. Il gas ammoniaco mescolato coll'ossigeno, si accende per mezzo della scintilla elettrica: l'idrogeno si combina coll'ossigeno per formare acqua, e se il volume dell'ammoniaca è a quello dell'ossigeno esattamente come 4 : 3, non resta che puro azoto. Se l'ossigeno adoperato è in eccesso, una porzione dell'azoto si converte in acido azotico ; se all'incontro se ne impiega meno, resta dell'idrogeno libero mescolato coll'azoto.

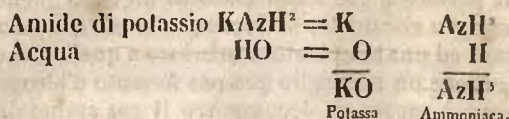
L'ammoniaca gassosa s'infiamma in contatto del gas cloro, producendo azoto e idroclorato d'ammoniaca. È solubilissima nell'acqua, nell'alcole e nell'etere : l'acqua all'ordinaria temperatura ne scioglie fino a 670 volte il proprio volume, il che equivale alla metà circa del suo peso. La soluzione che risulta è conosciuta nelle farmacie coi nomi di *ammoniaca liquida, alcali fluore, spirito di sale ammoniaco, spirito di corno di cervo ec.*

L'ammoniaca liquida è senza colore e trasparente come l'acqua, ma più leggiera. La soluzione satura alla temperatura di 10° ha un peso specifico di 0,85. Raffreddata a 40° sotto zero, produce degli aghi cristallini dotati di molto splendore. Col riscaldamento lascia sviluppare il gas ammoniaco che tiene in soluzione, e l'acqua che resta non ha nè l'odore. nè le proprietà che distinguono l'ammoniaca. L'ammoniaca liquida possiede l'odore, il sapore e tutte le reazioni dell'ammoniaca gassosa.

L' azione che spiega l'ammoniaca su certi composti, e i prodotti che da essa derivano sono così importanti, che meritano di essere esaminati minutamente.

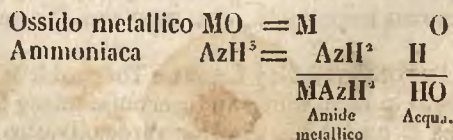
Potassio, sodio, e ammoniaca—Gay-Lussac e Thénard trovarono che riscaldando del potassio in un'atmosfera di gas ammoniaco ben secco, il metallo si trasforma in un liquido di color verde olivastro, che raffreddandosi cristallizza, e l'ammoniaca si decompone, lasciando metà del suo volume di gas idrogeno, mentre tutto l'azoto ed il rimanente idrogeno si combinano col potassio. L'esperienza si può far comodamente sull'apparato a mercurio in una campanina di vetro ricurva, come fa

vedere la figura 30. Il composto è conosciuto col nome di *amide*, o *amiduro di potassio*, ha per formula $KAzH^2$, e messo in contatto coll'acqua, si trasforma in potassa, e riproduce l'ammoniaca:

Amide di potassio	$KAzH^2$	=	K	AzH^2
Acqua	HO	=	O	H
			KO Potassa	AzH^3 Ammoniaca.

Il sodio agisce come il potassio, e produce un composto analogo.

Ammoniaca ed ossidi metallici—L'azione dell'ammoniaca sugli ossidi metallici varia a seconda della natura di questi, e della loro stabilità. Sugli ossidi de'metalli delle due prime sezioni non induce cambiamento chimico di sorta, e non vi si combina. Molti ossidi metallici si disciolgono nell'ammoniaca con facilità, soprattutto allo stato d'idrati; ma i composti che si formano, nella più gran parte de'casi non si possono isolare, e non si conoscono che allo stato di soluzione: gli ossidi di zinco, di rame, di nichelio ec. sono di questo numero. I prodotti di tali reazioni verranno descritti accanto ai rispettivi metalli.

Gli ossidi che si riducono facilmente, vale a dire quelli de'metalli delle ultime sezioni, come gli ossidi d'argento, d'oro, di platino, di mercurio, d'osmio ec., formano coll'ammoniaca delle combinazioni particolari, le quali si distinguono da tutte le altre per la proprietà che hanno di esplodere colla percussione e col riscaldamento. Ciò fa vedere che non si potrebbero istituire ricerche sulla natura di questi corpi senza grave pericolo, e spiega perchè la loro composizione non è peranche ben conosciuta. Alcuni Chimici riguardano l'oro, l'argento, il platino fulminante come combinazioni dell'azoto coi rispettivi metalli, risultanti dalla reazione dell'ammoniaca sugli ossidi corrispondenti: l'idrogeno dell'ammoniaca e l'ossigeno dell'ossido metallico si combinerebbero insieme per formare acqua, mentre l'azoto ed il metallo si unirebbero per formare un azoturo. Altri ammettono che l'ammoniaca e gli ossidi d'oro, d'argento, di platino ec. si combinano senza decomporsi, e formano i composti esplosivi corrispondenti. Altri finalmente considerano tali prodotti come combinazioni di metallo, idrogeno e azoto analoghi agli amidi di potassio e di sodio di sopra descritti. La reazione seguirebbe nel modo seguente:

Ossido metallico	MO	=	M	O
Ammoniaca	AzH^3	=	AzH^2	H
			$MAzH^2$ Amide metallico	HO Acqua.

Finalmente facendo passare il gas ammoniaco secco sopra certi ossidi anidri discretamente riscaldati, si effettua una doppia decomposizione, in virtù della quale si forma acqua ed un azoturo. L'ossido di rame e

quello di mercurio provano siffatta metamorfosi, il primo alla temperatura di 250°, il secondo fra 120° e 140°.

Ammoniaca e cloruri — Moltissimi cloruri si combinano, senza decomporsi col gas ammoniaco secco, e danno origine a certi composti particolari. Le combinazioni che forma l'ammoniaca coi cloruri di certi metalli, quando vengono riscaldate, si decompongono, producendo acido idroclorico ed altri corpi accessorii, e lasciano per residuo un azoturo. Le combinazioni dell'ammoniaca coi cloruri metallici in particolare saranno descritte in altra occasione.

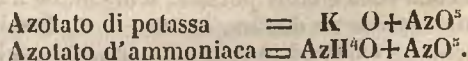
Ammoniaca e ossiacidi — L'ammoniaca, messa a contatto con gli ossiacidi, ne distrugge le proprietà caratteristiche, come fanno gli ossidi de'metalli alcalini, e dà origine a due diverse serie di composti. Quelli della prima si formano, quando si espone un acido anidro all'azione del gas ammoniaco ben disseccato. I secondi sono de'veri sali, e derivano dall'azione dell'ammoniaca sugli acidi idrati. Alcuni acidi allo stato anidro, come l'acido solforico e l'acido solforoso, incontrando il gas ammoniaco, vi si combinano per formare alcuni composti, i quali contengono gli elementi dell'ammoniaca e degli acidi adoperati, ma in uno stato di combinazione diverso. Le reazioni fondamentali dell'acido e dell'ammoniaca spariscono, ed il composto acquista proprietà affatto nuove e indipendenti da quelle de'corpi impiegati a produrlo. La *solfidramide*, sostanza che si ottiene facendo passare del gas ammoniaco sull'acido solforico anidro, non precipita i sali di barite, come fanno l'acido solforico ed i solfati, e trattata colla calce, non sviluppa vapori ammoniacali. Fatta bollire con una soluzione di potassa, acquista tali proprietà; ma nel tempo stesso si decompone, assimilandosi gli elementi dell'acqua.

In un modo affatto diverso agisce l'ammoniaca sugli acidi idrati, formando de'composti, che somigliano in tutto ai sali degli ossidi metallici, e segnatamente degli ossidi alcalini. L'ammoniaca stessa ha la più grande analogia colla soda e colla potassa, sebbene ne differisca moltissimo per la composizione; e difatto, mentre la soda e la potassa sono degli ossidi metallici, l'ammoniaca non contiene nè metalli nè ossigeno. Gli ossisali d'ammoniaca presentano un'altra particolarità degnissima di attenzione, in quanto che, oltre l'ammoniaca e l'ossiacido, contengono sempre un equivalente d'acqua, la quale a differenza dell'acqua di cristallizzazione, non si può espellere, nè col riscaldamento, nè con altro mezzo. Indicando col simbolo A un ossiacido qualunque, il sale corrispondente d'ammoniaca avrà una composizione, che si potrà rappresentare colla formula generale $AzH^3,HO+A$.

Ammoniaca e idracidi — Gl'idracidi formano coll'ammoniaca de'composti, che per le proprietà hanno la più grande analogia coi cloruri, bromuri e ioduri alcalini, ma anche in questo caso si osserva una notabile differenza dal lato della composizione. Un ossido metallico, messo in contatto dell'acido idroclorico, produce per doppia decomposizione dell'acqua ed un cloruro; l'ammoniaca invece si combina integralmente coll' idracido, e forma un composto, che contiene gli elementi riuniti

dell'ammoniaca e dell'acido idroclorico, ed ha per formula AzH^3+HCh.

Ammonio—Ampère e poscia Berzelius, per mettere d'accordo le proprietà basiche dell'ammoniaca colla composizione de'sali ammoniacali, emisero un'ipotesi molto ingegnosa, che è seguita dalla maggior parte de'Chimici. Secondo questa teorica, gli ossisali ammoniacali non contengono nè acqua nè ammoniaca, ma bensì gli elementi di esse combinati sotto altra forma. Sotto l'influenza di un acido, l'ammoniaca decompone l'acqua, s'impadronisce del suo idrogeno per formare un composto AzH^4 di natura metallica, il quale combinandosi coll'ossigeno dell'acqua decomposta, forma un ossido analogo agli ossidi metallici e dotato come questi di proprietà basiche. Secondo questa teorica, la formula razionale de'sali ammoniacali sarebbe AzH^4O+A. Il composto AzH^4, che ha ricevuto il nome di *ammonio*, non è stato ancora ottenuto allo stato libero, e questo è il lato più censurabile di tale teorica; ma se si fa astrazione da tale difficoltà, e si ammette l'esistenza dell'ammonio, si spiegano facilmente un gran numero di fatti relativi alla storia de'composti ammoniacali. Applicando lo stesso ragionamento ai prodotti che derivano dall'azione dell'ammoniaca sugl'idracidi, è chiaro che si potranno riguardare come composti binarii analoghi ai cloruri, bromuri e ioduri alcalini, difatto $AzH^3+HCh=AzH^4+Ch$. Una circostanza, che presta un valido argomento in favore della teorica dell'ammonio, è l'isomorfismo de' sali ammoniacali coi sali corrispondenti di potassa; difatti se la somiglianza della forma cristallina è in questo, come in altri casi, indizio d'una composizione analoga, è chiaro che il gruppo molecolare AzH^4 fa nei sali d'ammoniaca le veci del potassio ne'sali di potassa, il che si vedrà più chiaramente confrontando la formula dell'azotato di potassa con quella dell'azotato d'ammoniaca. Questi due sali cristallizzano in prismi rombici geometricamente simili, e sono per conseguenza isomorfi:

$$\text{Azotato di potassa} = K\,O+AzO^5$$
$$\text{Azotato d'ammoniaca} = AzH^4O+AzO^5.$$

Se si toglie O e AzO^5 comuni ad entrambi, resta K isomorfo col gruppo molecolare AzH^4.

Oltre ai sali di ammonio, di cui ci occuperemo in altra occasione, si conoscono delle combinazioni di questo stesso radicale col solfo, col cloro, col bromo coll'iodo ec., che somigliano in tutto alle combinazioni corrispondenti del potassio, e colle quali sono per la maggior parte isomorfe.

Amalgama d'ammonio — Questo singolare composto è stato ottenuto, decomponendo il cloruro d'ammonio per mezzo della corrente elettrica, servendosi di mercurio come conduttore negativo. Per ben riuscire, bisogna fare l'esperienza nel modo seguente: s'incava un pezzo di sale ammoniaco, e se ne fa una specie di coppella, che si bagna con

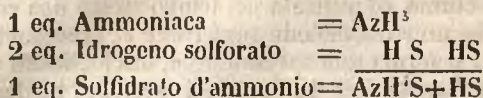
acqua, e si colloca sopra una lastrina di platino, la quale comunica col polo positivo d'una pila abbastanza forte; dall'altra parte si situa un globetto di mercurio nella cavità della coppella, e si chiude il circuito, immergendo il reoforo negativo nel mercurio: il metallo aumenta considerabilmente di volume, ed acquista nel tempo stesso una consistenza butirosa. V'è anche un altro metodo preferibile al precedente per ottenere l'amalgama: si forma una specie di lega, disciogliendo una parte di potassio o di sodio in circa 100 parti di mercurio moderatamente riscaldato; si versa il prodotto in una soluzione satura di cloruro d'ammonio, e si agita fortemente la mescolanza: il cloro si combina col potassio, l'ammonio col mercurio, d'onde cloruro di potassio, che si discioglie nel liquido, e amalgama d'ammonio. Si possono ingigantire gli effetti, impiegando i due metodi nel tempo stesso. Così mettendo il filo negativo d'una buona pila in comunicazione coll'amalgama di potassio immersa in una soluzione concentrata di cloruro d'ammonio, e facendo nel tempo stesso pescare il filo positivo nella soluzione, il mercurio si sopraccarica di ammonio, il composto prende l'aspetto della grafite, e cresce tanto di volume, che si stacca dal filo conduttore in pagliuole cristalline, che vanno a galleggiare alla superficie del liquido. La quantità di ammonio che si può fissare sul mercurio coi metodi accennati è piccolissima, tanto che nei casi più favorevoli, non eccede $\frac{1}{2000}$ del peso totale.

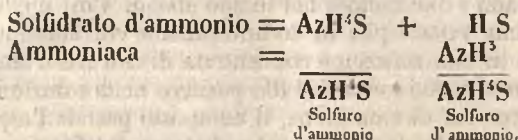
Comunque ottenuta, l'amalgama è di color bianco argentino, ed ha la consistenza del burro, raffreddata alla temperatura di 0°, cristallizza in cubi voluminosi. Lasciata a se stessa, si decompone rapidamente in mercurio, ammoniaca e gas idrogeno. Gli acidi diluiti che non hanno azione sul mercurio, si combinano coll'ammonio per formare un sale, sviluppando gas idrogeno, e lasciano il mercurio inalterato. L'acido solforico concentrato v'induce una decomposizione molto singolare: dall'una parte si forma solfato d'ammoniaca, dall'altra si separa mercurio e solfo. Le amalgame di potassio e di sodio danno gli stessi prodotti, tanto cogli acidi diluiti, quanto coll'acido solforico concentrato, il che stabilisce un altro ravvicinamento fra l'ammonio e i metalli degli alcali.

Ossido d'ammonio = AzH^4O — Non si conosce allo stato libero, e tutte le volte che si tenta di separarlo, decomponendo un sale d'ammoniaca per mezzo d'una base più forte, si risolve in acqua ed in ammoniaca. Si combina con tutti gli acidi e forma altrettanti sali, che sono isomorfi coi sali corrispondenti di potassa. Alla temperatura ordinaria l'ossido d'ammonio è una base abbastanza energica, sicchè può scacciare dai sali gli ossidi metallici, tranne quelli de'metalli della prima sezione; ma siccome separandosi dagli acidi, si risolve in acqua ed in ammoniaca, la volatilità di questi prodotti indebolisce moltissimo la sua affinità ad un grado di calore alquanto elevato. Quindi è che la maggior parte degli ossidi metallici scacciano l'ossido d'ammonio dalle sue combinazioni per mezzo del riscaldamento.

Protosolfuro = AzH^4S. — Per ottenerlo si prendono due porzioni eguali di ammoniaca liquida, si satura l'una con idrogeno solforato, fin-

chè cessi di assorbirne, indi vi si aggiunge l'altra. Nel primo periodo dell'operazione si forma un composto di solfuro d'ammonio e idrogeno solforato, o sia solfidrato d'ammonio:

$$\begin{array}{ll} \text{1 eq. Ammoniaca} & = AzH^3 \\ \text{2 eq. Idrogeno solforato} & = \underline{\;H\,S \quad HS\;} \\ \text{1 eq. Solfidrato d'ammonio} & = AzH^4S + HS \end{array}$$

Mescolando insieme il solfidrato d'ammonio e l'ammoniaca, tutto si trasforma in protosolfuro d'ammonio:

$$\begin{array}{llcl} \text{Solfidrato d'ammonio} = & AzH^4S & + & H\,S \\ \text{Ammoniaca} = & & & AzH^3 \\ \hline & AzH^4S & & AzH^4S \\ & \text{Solfuro d'ammonio} & & \text{Solfuro d'ammonio.} \end{array}$$

Il solfuro d'ammonio è un liquido senza colore, il quale attrae rapidamente l'ossigeno dell'aria e diventa giallo: metà dell'ammonio ossidandosi, si trasforma in ammoniaca ed in acqua, e cede il solfo al protosolfuro rimanente, che si trasforma in bisolfuro.

Bisolfuro $= AzH^4S^2$. — Si prepara allo stato anidro, facendo passare nel tempo stesso vapori di solfo e gas ammoniaco ben secco in un tubo di porcellana rovente, e raccogliendo i prodotti in un recipiente esternamente raffreddato.

Forma de'grossi cristalli di color giallo, e deliquescenti all'aria, che gli acidi decompongono con precipitazione di solfo e sviluppo d'idrogeno solforato.

Tetrasolfuro$=AzH^4S^4$— Questo composto e i due seguenti sono stati scoperti da Fritzsche. Facendo passare alternativamente gas ammoniaco e idrogeno solforato nell'acqua madre del pentasolfuro, si precipita il tetrasolfuro in piccoli cristalli di color giallo di solfo.

Il tetrasolfuro d'ammonio si discioglie facilmente nell'acqua e nell'alcole, senza decomporsi. La soluzione acquosa non si altera, quando è concentrata; ma se è diluita, si decompone e si precipita del solfo allo stato molle.

Pentasolfuro$=AzH^4S^5$—Per ottenerlo, si fa passare del gas ammoniaco in una soluzione satura di solfidrato d'ammonio, finchè ricusi di prenderne di più. Si aggiungono allora de' fiori di solfo in eccesso, e si satura l'ammoniaca libera con idrogeno solforato, finchè il liquido si rapprenda in massa cristallina. Non potendo evaporare il liquido senza decomporlo, l'oggetto di tali operazioni è quello di produrre in seno d'una data quantità di liquido una dose di pentasolfuro maggiore di quella che può restarvi disciolta, ed obbligarlo per tal modo a cristallizzare nell'atto stesso in cui si forma.

Cristallizza in prismi a base quadrata di color giallo aranciato, alterabili all'aria, e decomponibili in contatto dell'acqua in bisolfuro d'ammonio, ed in solfo che si precipita allo stato molle.

EPTASOLFURO$=AzH^4S^7$—Si ottiene evaporando la soluzione del composto precedente. Forma de' cristalli di color rosso, i quali non si possono disciogliere nell'acqua, senza decomporsi. Questo solfuro è un poco più stabile del precedente, e si può conservarlo inalterato, purchè si prenda la precauzione di preservarlo dall'influenza del calore e della luce solare diretta.

CLORURO D'AMMONIO $= AzH^4Ch$ — In Chimica è più comunemente conosciuto col nome d'*idroclorato d'ammoniaca*, in commercio si chiama *sale ammoniaco*. Quest' ultimo nome, da cui derivano ammoniaca, ammonio, ec., trae la sua origine da Ammonia provincia della Libia, ove per la prima volta si preparò tale composto. Per molto tempo questo prodotto si ritrasse esclusivamente dall'Egitto, ove la gente povera adopera come combustibile gli escrementi disseccati dei cammelli. Il sale ammoniaco si trova bello e formato negli escrementi e nelle urine degli animali erbivori, e però si sublima colla combustione di essi e si raccoglie ne' cammini. La filiggine che si forma, sottomessa alla distillazione, dà un quarto circa del suo peso di sale ammoniaco, sufficientemente puro per l'uso commerciale. Oggigiorno tutto il sale ammoniaco che si consuma, si prepara artificialmente in Europa per mezzo del carbonato d'ammoniaca, che si ottiene distillando le sostanze animali. La prima operazione consiste nel trasformare il carbonato d'ammoniaca in solfato, il che si fa, disciogliendo il carbonato nell'acqua, e filtrando la soluzione a traverso un grosso strato di gesso, o sia solfato di calce: per doppia decomposizione si forma carbonato di calce e solfato d'ammoniaca. Finalmente distillando un miscuglio di quest' ultimo sale e di cloruro di sodio, si sublima cloruro d'ammonio, e resta solfato di soda.

Il sale ammoniaco si trova abbondantissimo in commercio in forma di emisferi concavo-convessi e semitrasparenti. È bianco, fibroso, volatile, solubilissimo nell'acqua e nell'alcole, insolubile nell'etere. Cristallizza in ottaedri regolari, in cubi, ed in altre forme del sistema regolare. Esposto ai vapori di acido solforico anidro, vi si combina, senza decomporsi, e forma una sostanza compatta e trasparente, che fumica in contatto dell'aria, ma si decompone appena vien bagnata con acqua, producendo solfato d'ammoniaca e acido idroclorico, che sono i prodotti dell'azione dell'acido solforico idrato sul sale ammoniaco. Il cloruro d'ammonio si combina colla maggior parte degli altri cloruri metallici e forma de'cloruri doppi, il più delle volte ben cristallizzati. Per questa ragione certi metalli, come sono lo stagno e l'argento, si possono disciogliere in una soluzione concentrata di cloruro d'ammonio.

BROMURO D'AMMONIO $= AzH^4Br$ — Somiglia in tutto al cloruro, e si prepara trattando con acido idrobromico l'ammoniaca o il suo carbonato.

IODURO D'AMMONIO$=AzH^4I$—Cristallizza in cubi, sebbene con grande

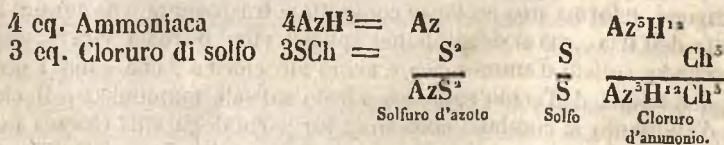
difficoltà. Fuori del contatto dell'aria può venir riscaldato e sublimato senza decomporsi. All'aria si altera, e prende un color bruno, dovuto all'iodo che divien libero.

FLUORURO D'AMMONIO = AzH^4F — Si ottiene distillando un miscuglio di fluoruro di sodio e sale ammoniaco in vasi di platino o d'argento. Cristallizza in prismi scoloriti, fusibili e volatili senza decomposizione. È solubilissimo nell'acqua, e la soluzione corrode il vetro, proprietà che si osserva ancora nel fluoruro allo stato solido.

SOLFURO D'AZOTO = AzS^2

Questo composto, che Soubiran aveva ottenuto allo stato impuro, è stato sottoposto ad un nuovo ed accurato esame da Fordos e Gélis, i quali sono riusciti a spogliarlo dai prodotti secondarii che l'accompagnano, hanno rettificato la sua formula, ed hanno determinato le condizioni più favorevoli alla sua produzione.

Preparazione. — Il solfuro d'azoto deriva dall'azione dell'ammoniaca gassosa sul protocloruro di solfo; ma se si mettono direttamente in contatto queste due sostanze, l'azione che si stabilisce è talmente energica, che si formano de'prodotti di decomposizione, da cui è difficile spogliare il solfuro d'azoto. Secondo i Chimici precitati, il prodotto in tal modo ottenuto, prendendo le debite precauzioni ond' evitare che il miscuglio si riscaldi durante la reazione, contiene fino a cinque sostanze diverse, cioè solfuro d'azoto, solfo insolubile nel solfuro di carbonio, solfo ordinario, cloruro d'ammonio, ed un' altra sostanza, che non si può isolare, ma che dalle sue reazioni pare identica colla bisolfimide di Rose. Volendo ottenere il solfuro d'azoto scevro da corpi estranei, si discioglie il cloruro di solfo in un volume ottuplo o decuplo di solfuro di carbonio, e vi si fa passare lentamente del gas ammoniaco ben secco. I prodotti essenziali di tale reazione sono solfuro d'azoto, solfo e cloruro d'ammonio, come si deduce dalle formule seguenti:

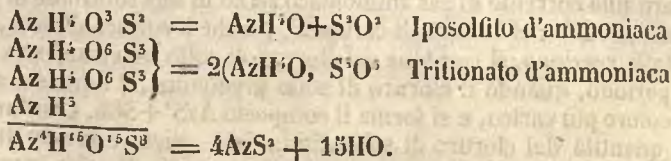
4 eq. Ammoniaca	$4AzH^3 =$	Az		Az^3H^{12}
3 eq. Cloruro di solfo	$3SCh =$	S^2	S	Ch^3
		AzS^2	S	$Az^3H^{12}Ch^3$
		Solfuro d'azoto	Solfo	Cloruro d'ammonio.

Il cloruro d'ammonio, essendo del tutto insolubile nel solfuro di carbonio, si precipita, il solfo resta disciolto, ed il solfuro d' azoto in parte si precipita mescolato col cloruro d'ammonio, ed in parte rimane nella soluzione unitamente al solfo. Quando l' operazione è terminata, si filtra il liquido, si tratta col solfuro di carbonio bollente la sostanza che resta sul filtro, finchè tutto il solfuro d'azoto siasi di-

sciolto, ed il cloruro d'ammonio che resta sia divenuto perfettamente bianco. Ciò eseguito, si riuniscono i liquidi filtrati e si fanno evaporare all'ordinaria temperatura: il solfuro d'azoto, essendo il meno solubile, è il primo a cristallizzare, il solfo invece resta disciolto. Finalmente per ispogliare il prodotto da ogni traccia di solfo, che vi rimane aderente, si lava con solfuro di carbonio a freddo, ed occorrendo, si fa cristallizzare una seconda volta.

Nella reazione dell'ammoniaca sul solfuro di carbonio, a misura che si forma una porzione di solfuro d'azoto, questo si combina col cloruro di solfo non ancora decomposto, e forma varie combinazioni, che tra poco descriveremo, quindi il liquido passa successivamente per diverse gradazioni di tinte rosse e brune, e finalmente acquista un colore aranciato, il quale annunzia che tutto il cloruro di solfo è convertito in solfuro d'azoto, e che per conseguenza l'operazione è terminata.

Proprietà. — Il solfuro d'azoto così ottenuto si presenta cristallizzato in prismi rombici trasparenti, di un bel color giallo dorato. Toccato con un corpo acceso, deflagra, e percosso, produce una forte esplosione. Se si riscalda in un tubo a temperature gradatamente crescenti, esplode verso 157°, sviluppando vapori di solfo e gas azoto. Il solfuro d'azoto ha un odore, che sebbene poco pronunziato, irrita fortemente la membrana degli occhi e quella delle narici. L'acqua non lo discioglie, anzi appena lo bagna; l'alcole, l'etere, l'acole metilico, l'essenza di trementina ne disciolgono qualche traccia; il solfuro di carbonio, che è il suo miglior dissolvente, ne prende fino a 15 millesimi del suo peso alla temperatura dell'ebollizione, cioè a 45°. La soluzione, lasciata a se stessa, si decompone decolorandosi, e si trasforma in nuovi prodotti, alcuni de' quali non sono ben conosciuti.

Il solfuro d'azoto si decompone in contatto dell'acqua, lentamente a freddo, rapidamente a caldo, trasformandosi in iposolfito d'ammoniaca, tritionato d'ammoniaca ed ammoniaca libera, come fa vedere l'equazione seguente:

$$\begin{array}{lll} Az\,H^4\,O^3\,S^2 & = AzH^4O + S^2O^2 & \text{Iposolfito d'ammoniaca} \\ \left.\begin{array}{l} Az\,H^4\,O^6\,S^3 \\ Az\,H^4\,O^6\,S^3 \end{array}\right\} & = 2(AzH^4O,\ S^3O^5 & \text{Tritionato d'ammoniaca} \\ \underline{Az\,H^3} & & \\ Az^4H^{15}O^{15}S^8 & = 4AzS^2 + 15HO. & \end{array}$$

Se si fa bollire in una soluzione di potassa, ha luogo una decomposizione analoga alla precedente, colla sola differenza che l'azione decomponente si estende in questo caso anche all'acido tritionico, il quale in contatto degli alcali si trasforma, com'è noto, in acido solforoso ed iposolforoso, sicchè si ottiene solfito ed iposolfito di potassa, e si sviluppa una gran quantità d'ammoniaca.

CLOROSOLFATI DI SOLFURO D'AZOTO

Il solfuro d'azoto precedentemente descritto, combinandosi tanto col protocloruro, quanto col sottocloruro di solfo, forma varii composti scoperti da Fordos e Gélis e designati da questi Chimici col nome generico di *clorosolfati di solfuro d'azoto.* Quando tali composti si preparano versando del cloruro di solfo sul solfuro d'azoto polverizzato, i prodotti non sono scevri da miscugli, ond'è che per ottenerli allo stato puro, bisogna versare del cloruro di solfo in una soluzione di solfuro d'azoto nel solfuro di carbonio.

Se si versa una quantità tale di cloruro di solfo, che sia in eccesso rispetto al solfuro d'azoto, il liquido diviene di colore più carico, e dopo un certo tempo si deposita un precipitato granelloso composto di cristallini di color giallo dorato, che hanno per formula AzS^2+SCh. Questa sostanza si decompone così facilmente, che non si può conservare inalterata fuori del liquido in cui si è stata prodotta. Esposta all'aria, spande abbondanti vapori di cloruro di solfo, e prende un color rosso nerastro, trasformandosi ne'composti seguenti. Se si riscalda in un tubo, la porzione non alterata si volatilizza e si sublima in lunghi aghi di color giallo aranciato.

Aggiungendo una minor quantità di cloruro di solfo alla soluzione del solfuro d'azoto nel solfuro di carbonio, il liquido diviene di color rosso di cocciniglia, e si deposita una sostanza cristallizzata dello stesso colore, che esposta all'aria libera, si decompone come il composto precedente, sviluppando vapori di protocloruro di solfo. La sua formula probabile è $2AzS^2+SCh$.

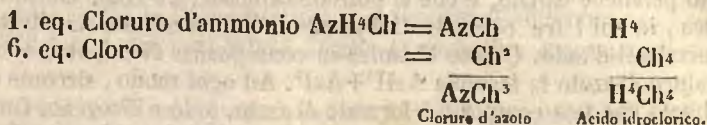
Finalmente quando il solfuro d'azoto è in grande eccesso rispetto al cloruro di solfo, si forma un terzo composto della formula $3AzS^2+SCh$. Questo prodotto ha un bel color giallo, non si altera sensibilmente nell'aria secca, e messo in contatto dell'acqua, si decompone trasformandosi in un corpo azzurro, di cui s'ignora la composizione.

Questi stessi composti si formano, come ho già avvertito, quando si fa passare una corrente di gas ammoniaco secco in una soluzione di protocloruro di solfo nel solfuro di carbonio, perchè il solfuro d'azoto, che nasce dalla reazione, si combina col cloruro di solfo indecomposto. Nel primo periodo, quando il cloruro di solfo predomina, il liquido acquista un colore più carico, e si forma il composto AzS^2+SCh. Continuando, la quantità del cloruro di solfo diminuisce, mentre invece quella del solfuro d'azoto aumenta, e si forma il composto di color cocciniglia $=2AzS^2+SCh$. Intanto, siccome nell'atto che il cloruro di solfo si converte in solfuro d'azoto, divien libera una certa quantità di solfo, quest'ultimo trasforma il protocloruro di solfo in sottocloruro, il quale dal suo canto si combina col solfuro d'azoto già formato. Ciò spiega perchè ad un certo periodo della reazione si forma un composto di color bruno, che è rappresentato dalla formula $2AzS^2+S^2Ch$.

CLORURO D' AZOTO = $AzCh^3$

Questo corpo fu scoperto da Dulong nel 1812.

Preparazione. — Si ottiene il cloruro d'azoto, facendo agire il cloro sul cloruro d'ammonio:

$$\begin{array}{llll} \text{1. eq. Cloruro d'ammonio } AzH^4Ch & = AzCh & & H^4 \\ \text{6. eq. Cloro} & = & Ch^2 & Ch^4 \\ \hline & & AzCh^3 & H^4Ch^4 \\ & & \text{Cloruro d'azoto} & \text{Acido idroclorico.} \end{array}$$

Per ben riuscire nella preparazione di questo corpo, e nel tempo stesso per allontanare il pericolo delle esplosioni, s'introduce in un imbuto di vetro una soluzione satura di sal marino, e s'immerge il collo dell'imbuto nel mercurio. Ciò fatto, si versa con precauzione una soluzione di cloruro d'ammonio alla superficie del primo liquido, in modo che galleggi senza mescolarvisi, e si fa passare lentamente del cloro nel cloruro d'ammonio. Il cloruro d'azoto a misura che si forma scende alla parte inferiore, ove si trova circondato da una soluzione di sal marino, e resta per tal modo preservato dal contatto del cloruro d'ammonio che lo decomporrebbe. Finita l'operazione, si ottura col dito il collo dell' imbuto, e si fa colare il prodotto a goccia a goccia in una cassulina di vetro sottile.

Proprietà. — Il cloruro d'azoto è un liquido oleoso di color giallo e di odore irritante. Alla temperatura di 71° distilla senza alterarsi; bolle verso 93°, producendo una viva effervescenza; fra 96° e 100° si risolve ne'suoi componenti, e produce un'esplosione violentissima accompagnata da sviluppo di luce. Il solfo, il selenio, l'arsenico lo decompongono, anche all' ordinaria temperatura, e lo fanno esplodere. Se si lascia cadere un pezzetto di fosforo in una cassulina che contiene qualche goccia di cloruro d'azoto, si produce uno scoppio spaventevole, che rende oltremodo pericolosa un'esperienza di questa natura, quando si faccia sopra quantità un po' grandi, come per esempio sarebbe un grammo di sostanza. Talvolta ancora il cloruro d'azoto si decompone senza cagione apparente, per cui non sarebbe prudente prepararne delle grandi quantità in una sola volta.

IDROIODURO D'AZOTO

Sinonimi. — Ioduro d'azoto, iodimide.

Mettendo de'cristalli d'iodo in un'atmosfera d'ammoniaca ben secca, il gas viene assorbito, e si forma un liquido bruno, che contiene tre equivalenti d'ammoniaca e due d'iodo. Questo prodotto si decompone in contatto dell'acqua, trasformandosi in una polvere nera esplosiva, la quale è stata riguardata per lungo tempo come combinazione d'iodo e

di azoto. Marchand, Bineau, Gladstone, Bunsen, che hanno successivamente analizzato questa sostanza, oltre l'iodo e l'azoto, vi hanno trovato ancora dell'idrogeno; ma questi Chimici non sono d'accordo sulla formula con cui bisogna rappresentare la sua composizione. Bineau e Gladstone ammettono il rapporto $AzHI^2$; Bunsen invece lo riguarda come una combinazione di ammoniaca e di un ioduro d'azoto che non è stato peranche isolato, e che si potrebbe considerare come dell'ammoniaca, in cui i tre equivalenti d'idrogeno sono sostituiti da altrettanti equivalenti d'iodo. Questo Chimico in conseguenza di ciò, ammette per l'ioduro d'azoto la formula AzH^3+AzI^3. Ad ogni modo, siccome è indubitato che tale composto è formato di azoto, iodo e idrogeno, l'antico nome non può convenire ad esso, e quello *d'idroioduro d'azoto* mi sembra più adattato, mentre esprime con sufficiente chiarezza la sua composizione.

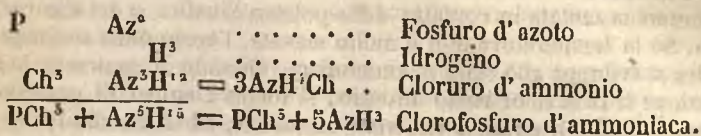
Preparazione. — Il metodo più semplice per ottenere tale sostanza consiste a disciogliere l'iodo ben polverizzato nell'ammoniaca liquida: ne'primi momenti si forma una soluzione bruna, da cui poscia si precipita l'idroioduro d'azoto in polvere nera, che si raccoglie sopra un filtro, e si prosciuga all'aria su carta sugante: il liquido filtrato contiene una gran quantità d'ioduro d'ammonio. Siccome peraltro, l'idroioduro d'azoto si decompone in contatto dell'acqua, il prodotto che si ottiene con questo metodo non è mai puro. Volendo preparare dell'idroioduro d'azoto scevro da corpi estranei, bisogna disciogliere, tanto l'iodo, quanto l'ammoniaca nell'alcole anidro, e lavare con quest'ultimo liquido il prodotto che si precipita. Finalmente si può anche preparare questa combinazione, facendo reagire il protocloruro d'iodo sull'ammoniaca acquosa.

Proprietà. — L'idroioduro d'azoto è una polvere nera, che quando è ben secca, esplode facilissimamente col calore, colla percussione, per poco che si tocchi con una bacchettina di vetro o di legno, con una piuma, e spesse volte senza cagione manifesta: i prodotti di tale decomposizione sono iodo e ioduro d'ammonio. Lasciato in contatto dell'acqua, si decompone lentamente, sviluppando delle bollicine di gas; nel tempo stesso divien libera una certa quantità d'iodo, e si forma dell'acido idroiodico, dell'acido iodico e dell'ammoniaca. L'ammoniaca impedisce tale decomposizione, al contrario la potassa e gli acidi l'accelerano. Se si tratta tale sostanza con acido idroclorico, si forma cloruro d'ammonio e protocloruro d'iodo. Coll'idrogeno solforato si precipita il solfo di tale composto, e si ottiene acido idroiodico ed ammoniaca. L'acido solforoso decompone immediatamente il composto in esame, trasformandolo in acido idroiodico ed in ammoniaca, mentre esso stesso si converte in acido solforico.

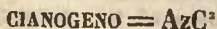
FOSFURO D'AZOTO = Az^2P

Preparazione. — Questa combinazione, scoperta da Rose, si ottiene riscaldando il clorofosfuro d'ammoniaca $5AzH^3+PCh^3$ fuori del contat-

to dell' aria in un tubo di vetro pieno di acido carbonico: la decomposizione si effettua con isviluppo di vapori di cloruro d'ammonio, d'ammoniaca e d'idrogeno.

$$\begin{array}{llll} P \quad Az^{2} & & \ldots\ldots\ldots & \text{Fosfuro d' azoto} \\ \quad\quad H^{3} & & \ldots\ldots\ldots & \text{Idrogeno} \\ Ch^{3} \quad Az^{3}H^{12} & = & 3AzH^{4}Ch\ \ldots & \text{Cloruro d' ammonio} \\ \hline PCh^{5} + Az^{5}H^{15} & = & PCh^{5}+5AzH^{3} & \text{Clorofosfuro d' ammoniaca.} \end{array}$$

Proprietà. — È una polvere amorfa, bianca, leggerissima, fissa ed infusibile fuori del contatto dell'aria. Riscaldata all'aria libera, si ossida lentamente e senza fiamma, esalando vapori di acido fosforico. È insolubile nell'acqua; l'acido azotico concentrato ne scioglie poche vestigia, che trasforma in acido fosforico ed in ammoniaca. L'acido solforico diluito non l'altera, concentrato la discioglie con isviluppo di acido solforoso e produzione di acido fosforico. L'acido idroclorico, il cloro, il solfo, le soluzioni alcaline non vi hanno azione.

Il fosfuro d'azoto, fuso cogl' idrati solidi di potassa e di barite, si decompone, talvolta con produzione di luce, e si trasforma in ammoniaca che si sviluppa, ed in acido fosforico che si combina coll'alcali. L'idrogeno lo decompone ad un forte grado di calore, producendo fosforo ed ammoniaca. L'idrogeno solforato nelle stesse condizioni lo converte in una sostanza bianca e volatile mal conosciuta.

Secondo Gerhardt, il fosfuro d'azoto di Rose conterrebbe un equivalente d'idrogeno, ed avrebbe per formula $Az^{2}HP$; ma prima di ammettere un tal risultato, bisogna attendere che venga confermato da nuove analisi.

CIANOGENO $= AzC^{2}$

Sinonimi. — Azoturo di carbonio, ciano.

Il carbonio e l'azoto, incontrandosi in certe particolari condizioni, si combinano per formare un composto singolarissimo, a cui si è dato il nome di *cianogeno*.

Il cianogeno, non si combina che coi corpi semplici, e si conduce esso stesso come una sostanza elementare. I composti di tal natura vanno distinti in chimica col nome di *radicali composti*. La scoperta di questo corpo, fatta da Gay-Lussac nel 1815, segna un' epoca memorabile nella storia della scienza, mentre da essa ebbero origine le idee che abbiamo sulla esistenza de' radicali composti, le quali in seguito hanno aperto un vasto campo alle speculazioni di chimica organica. I metalloidi con cui il cianogeno ha maggiore analogia, sono quelli del secondo gruppo, cioè i corpi alogeni. Si combina allo stesso modo coll' ossigeno e coll' idrogeno, producendo nel primo caso un ossiacido, nel secondo un idracido. Decompone le soluzioni degli ossidi alcalini, come fanno il cloro, il bromo o l'iodo, per formare un cianato ed un cia-

nuro. Finalmente le combinazioni del cianogeno coi metalli presentano la più perfetta somiglianza e sono isomorfe coi cloruri, bromuri e ioduri corrispondenti.

Il cianogeno si forma tutte le volte che si fa arroventare una materia organica azotata in contatto della potassa caustica o del suo carbonato. Se la temperatura non è molto elevata, l'azoto della sostanza organica si sviluppa allo stato d'ammoniaca. Quando al contrario la calcinazione si fa al calor rosso intenso, si forma cianuro di potassio: il carbone riduce il potassio allo stato metallico, ed il metallo ridotto si combina col cianogeno nascente. Quest'ultimo risulta senza dubbio dalla reazione dell'ammoniaca sul carbone, essendo noto che se si fa passare del gas ammoniaco sui carboni ardenti, si ottiene gas idrogeno e cianuro d'ammonio. Si produce ancora del cianogeno quando si riscalda fortemente del carbone, anche non azotato, colla potassa caustica o carbonata all'aria libera, ovvero in una corrente di gas azoto umido; e la quantità di cianuro di potassio che si ottiene è tanto maggiore, quanto più elevata è la temperatura a cui si calcina il miscuglio. Se l'azoto è ben secco, non si forma punto cianogeno, secondo Wöhler, il che conduce a credere che alla riuscita dell'esperienza è indispensabile l'acqua, la quale vi concorre probabilmente per il suo idrogeno, producendo ammoniaca, che in contatto del carbone rovente si trasforma in acido idrocianico.

Preparazione. — Si ottiene riscaldando il cianuro di mercurio in un tubo di vetro chiuso da un'estremità, e ricevendo sul mercurio il gas che si sviluppa. Il cianuro si decompone col riscaldamento in mercurio e cianogeno, come fa l'ossido rosso di mercurio nelle stesse condizioni. L'apparecchio è rappresentato dalla *fig. 51*.

Proprietà. — Il cianogeno alla temperatura comune è un gas invisibile e trasparente, di odor forte e penetrante, che affetta vivamente gli occhi e l'odorato. Sottoposto ad una pressione di 4 o 5 atmosfere, o raffreddato a — 20°, si condensa in un liquido senza colore, la cui densità è di circa 0,9. Alla temperatura di — 34° divien solido, cristallino e trasparente. È molto solubile nell'acqua, solubilissimo nell'alcole. Accostandovi la fiamma di una candela, si accende e brucia con fiamma porporina mista di azzurro: dopo la combustione si trova azoto e acido carbonico. Il suo peso specifico è 1,8064. La soluzione acquosa del cianogeno si decompone lentamente colorandosi in bruno, e questa decomposizione è accelerata dalla luce. In fondo del liquido si deposita un corpo nerastro, di cui s'ignora la composizione: nell'acqua restano disciolti acido carbonico, acido idrocianico, urea e ossalato d'ammoniaca. Gli alcali favoriscono la decomposizione del cianogeno, e danno origine agli stessi prodotti.

PARACIANOGENO. — Si forma tutte le volte che si riscalda il cianogeno ad un'alta temperatura; però nella decomposizione del cianuro di mercurio per mezzo del calore, oltre il cianogeno ed il mercurio, si ottiene un residuo nero, che è il paracianogeno.

Si conoscono diversi metodi per prepararlo, ma non se ne possono

ottenere che delle piccole quantità in ciascuna operazione. Calcinando il precipitato bruno che si genera per la decomposizione del cianogeno in contatto dell'acqua, resta del paracianogeno. Se si tratta con acido azotico debole il paracianuro d'argento, che si forma riscaldando il cianuro dello stesso metallo, l'argento si discioglie, e resta una polvere nera, che è il paracianogeno.

Qualunque sia il metodo con cui è stato ottenuto, il paracianogeno si presenta in forma di polvere di color bruno carico, insolubile nell'acqua, solubile nell'acido solforico; si scioglie ancora nell'acido azotico, ma in tal caso si decompone, trasformandosi in una sostanza di color giallo (acido paracianico di Iohnston), la quale si precipita affondendovi dell'acqua. Resiste all'azione di una temperatura abbastanza elevata, senza decomporsi, ma quando si riscalda il paracianogeno fuori del contatto dell'aria ad un calor rosso intenso, esso si trasforma nuovamente in cianogeno; la quale esperienza dimostra in un modo evidentissimo l' isomeria di queste due sostanze, che si possono convertire l'una nell'altra in diverse condizioni di temperatura, come si osserva per il fosforo e per altri corpi, tanto semplici, quanto composti.

BORURO D'AZOTO = AzB

Sinonimi. — Etogeno.

Questo composto scoperto da Balmain alcuni anni fa, è stato riguardato dallo stesso Chimico come un radicale metalloide analogo al cianogeno, e capace com'esso di combinarsi coi metalli, per formare delle combinazioni analoghe ai cianuri. Recentemente è stato esaminato da Wöhler e da Marignac, i quali non vi han trovato nessun carattere che possa farlo riguardare come un radicale.

Preparazione. — Secondo Balmain, il boruro d'azoto si può ottenere facendo arroventare in un crogiuolo, coperto internamente da uno strato di carbone, una mescolanza di acido borico e cianuro di potassio; di acido borico e cianuro di zinco; o di acido borico, solfo e cianuro di mercurio. Wöhler prepara lo stesso prodotto con un metodo più semplice, facendo arroventare in un crogiuolo di porcellana, o meglio di platino, del biborato di soda, o borace, ben diseccato, col doppio del suo peso di sale ammoniaco. Finita l'operazione, resta nel crogiuolo una sostanza bianca, porosa, infusibile, che si riduce in polvere finissima, e si fa bollire per molto tempo in una gran quantità di acqua, cui si è aggiunto un poco di acido idroclorico: il boruro d'azoto si separa in polvere bianca, che si finisce di lavare con acqua calda.

Proprietà. — È una polvere bianca, leggerissima, amorfa, fissa ed infusibile al calor bianco, come la magnesia. Riscaldata all'estremità della fiamma del cannello ferruminatorio, emette una luce brillantissima di color bianco verdastro, e lascia un globulo di acido borico fuso. Riscaldata in un atmosfera di gas idrogeno o di cloro, non si altera; resiste senza decomporsi all'azione de'liquidi acidi ed alcalini, anche concentrati; ma se si fa fondere coll' idrato di potassa, sviluppa una gran

quantità di ammoniaca, e si converte in borato di potassa. Riscaldata in una corrente di vapor d'acqua, si decompone, trasformandosi in ammoniaca ed in acido borico. Ad un'alta temperatura riduce gli ossidi metallici di facile riduzione, sviluppando del gas deutossido d' azoto. Riscaldata in contatto del carbonato anidro di potassa, si trasforma in borato e cianato di potassa: l'acido carbonico del carbonato alcalino è decomposto dal boro, che si converte in acido borico, ed il carbonio ridotto si unisce all'azoto, per formare cianogeno.

Pare che anche il silicio possa formare coll'azoto una combinazione analoga, la quale peraltro non è stata isolata.

COMPOSTI CHE HANNO PER RADICALE IL FOSFORO

P^2O	Ossido di fosforo	PCh^3	Tricloruro di fosforo
PO	Acido ipofosforoso	PCh^5	Percloruro di fosforo
PO^3	Acido fosforoso	PO^2Ch^3	Clorossido di fosforo
PO^5	Acido fosforico	PCh^3S^2	Clorosolfuro di fosf.
PS^2O^5	Acido solfofosforico	$PCh^5Az^2H^4$	Clorossiduro di fosf.
P^2S	Sottosolfuro di fosforo	PCh^5Az?	Clorofosfuro d'azoto
PS	Protosolfuro di fosforo	PCh^3S^4	Solfoperclor. di fosf.
PS^3	Trisolfuro di fosforo	PBr^3	Tribromuro di fosforo
PS^5	Pentasolfuro di fosforo	PBr^3	Perbromuro di fosf.
PS^{12}	Persolfuro di fosforo	PBr^3O^2	Bromossido di fosforo
P^2H	Fosfuro solido d'idrogeno	PI^2	Biioduro di fosforo
PH^2	Fosfuro liquido d'idrogeno	PI^3	Triioduro di fosforo
PH^3	Fosfuro gassoso d'idrog.	$P^2H^2AzO^9$?	Acido azofosforico.

OSSIDO DI FOSFORO = P^2O

Preparazione. — Quando nell'aria ben secca si espone del fosforo, in modo che presenti una larga superficie, questo metalloide assorbe l'ossigeno dell'aria, ma senza fumicare, e senza produrre acido fosforoso, come fa nell'aria umida. Esso allora si trasforma in una sostanza bruna, composta di ossido di fosforo ed acido fosforico, la quale trattata con acqua, si risolve in ossido di fosforo che si precipita, ed in acido fosforico che si discioglie. Lo stesso composto si ottiene, ed in maggior abbondanza, introducendo del protosolfuro di fosforo in una boccia bene asciutta, e chiusa con tappo di sughero traversato da due tubi pieni di cloruro di calcio *fig. 32.* A misura che l' ossigeno viene assorbito, l'aria esterna accorre in sua vece, ed arriva nella boccia, dopo d' aver lasciato ogni traccia di umidità sul cloruro. A capo di una settimana si empie d'acqua la boccia, si decanta il liquido torbido dal protosolfuro sottostante, e si riscalda a 80°: l'ossido di fosforo si precipita allo stato d'idrato in polvere di bel color giallo, che si lava e si fa seccare sull'acido solforico sotto la campana della macchina pneumatica.

Si conosce un altro ossido di fosforo, il quale ha la stessa composi-

zione del precedente, ma il suo colore, invece di giallo, è rosso. Quest'ultimo si ottiene, tanto riscaldando l'ossido giallo ad una temperatura di 300°, quanto facendo passare una corrente di ossigeno, ovvero d'aria sul fosforo tenuto in fusione nell'acqua calda. Per separare dal composto il fosforo che contiene allo stato libero, si lava prima con un miscuglio di alcole anidro e solfuro di carbonio, poscia con alcole solamente, in ultimo con acqua. Questo composto ottenuto facendo bruciare il fosforo sotto l'acqua, secondo Schrötter, non sarebbe altro che il fosforo rosso già descritto all'articolo *fosforo*.

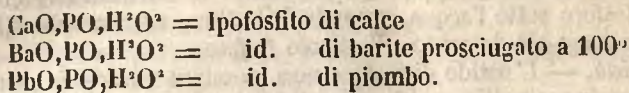
Proprietà. — L'ossido di fosforo non ha odore nè sapore, non apparisce luminoso nell'oscurità, è insolubile nell'acqua, nell'alcole, nell'etere, negli olii fissi e volatili; non ha reazioni acide, e non si combina con gli alcali. Esso resiste senza decomporsi alla temperatura del mercurio bollente; ma ad un grado più forte di calore si trasforma in fosforo ed in acido fosforico. Riscaldato in contatto dell'aria, si combina coll'ossigeno, producendo acido fosforico. Il solfo lo decompone alla temperatura di 115°; l'acido solforico comune per mezzo del riscaldamento lo trasforma in acido fosforico, riducendosi in acido solforoso.

ACIDO IPOFOSFOROSO = PO

Preparazione. — Tutte le volte che si fa bollire del fosforo in una soluzione concentrata di potassa o di soda, si sviluppa idrogeno fosforato, e si forma acido ipofosforoso, che combinato coll'alcali, produce un ipofosfito. Gl'ipofosfiti di calce e di barite si ottengono trattando con acqua i corrispondenti fosfuri: il metallo e porzione del fosforo si ossidano a spese dell'ossigeno dell'acqua, e danno origine ad un ipofosfito; l'altra porzione combinandosi coll'idrogeno, forma gas idrogeno fosforato, che si sviluppa. Per procurarsi l'acido libero, si prepara l'ipofosfito di barite nella maniera anzidetta, e si decompone con acido solforico diluito. Si può ottenere ad un maggior grado di purezza, trattando coll'acido così preparato l'ossido di piombo, e decomponendo l'ipofosfito che ne risulta con idrogeno solforato. Sino ad un certo grado di concentrazione si può evaporare il liquido acido a bagno maria; ma appena comincia a far sentire l'odore dell'idrogeno fosforato, bisogna sospendere l'azione del calore e compiere l'evaporazione nel vuoto pneumatico.

Proprietà. — L'acido ipofosforoso non si conosce allo stato anidro, combinato coll'acqua forma un liquido incristallizzabile, di consistenza sciropposa, e di sapore acidissimo. Si scioglie nell'acqua in tutte le proporzioni, ed arrossa fortemente la tintura di laccamuffa. Una soluzione concentrata di questo acido, lasciata all'aria alla temperatura comune, ne attrae l'ossigeno e passa allo stato di acido fosforico. Col riscaldamento decompone l'acqua, e si trasforma in acido fosforico ed in gas idrogeno fosforato. Trattato con un grande eccesso di potassa caustica in soluzione concentratissima, sviluppa gas idrogeno e forma un fosfito, che poscia diventa fosfato.

L'acido ipofosforoso, combinandosi con le basi, produce dei sali ben definiti, solubili tutti, e per la maggior parte cristallizzati. Gl'ipofosfiti hanno una composizione che presenta delle particolarità interessanti, mentre secondo le analisi di Rose e di Wurtz, contengono due equivalenti d'acqua indispensabili alla loro esistenza, come si vede negli esempi seguenti:

CaO,PO,H^2O^2 = Ipofosfito di calce
BaO,PO,H^2O^2 = id. di barite prosciugato a 100°
PbO,PO,H^2O^2 = id. di piombo.

Quest'acqua vi è ritenuta con un'affinità fortissima, e non può venire eliminata col riscaldamento, senza che il sale si decomponga. L'ipofosfito di calce non perde traccia d'acqua, nemmeno a 300°, ed al di là di questo limite si decompone sviluppando idrogeno fosforato, e lasciando del pirofosfato di calce $2CaO+PO^5$. Tutti gli altri ipofosfiti si decompongono in una maniera analoga, e trattati coll'acido azotico, diventano metafosfati. Rose spiega la composizione degl'ipofosfiti con una ipotesi molto ingegnosa, la quale, sebbene non esente da gravi obbiezioni, merita non pertanto di essere ricordata. Secondo questo Chimico, gli ipofosfiti non contengono acqua, ma gli elementi di essa soltanto, ed in tutt'altro stato di combinazione. Un ipofosfito corrisponde in questa teorica ad un fosfato tribasico, in cui l'idrogeno fosforato fa le veci dell'ammoniaca, e combinato ad un equivalente d'acqua, forma un composto PH^4O, che sostituisce l'ossido d'ammonio de' sali ammoniacali. La formula razionale degl'ipofosfiti sarebbe adunque $PH^4O,2MO+PO^5=2(MO,PO,H^2O^2)$, la quale racchiude difatto tre equivalenti di base ed uno di acido fosforico ordinario. Ciò spiegherebbe perchè nè l'acido ipofosforoso, nè gl'ipofosfiti sviluppano acqua col riscaldamento, ma invece idrogeno fosforato, trasformandosi in pirofosfati, cioè in fosfati bibasici.

ACIDO FOSFOROSO = PO^3

Preparazione. — L'acido fosforoso si può ottenere, tanto allo stato anidro, quanto combinato coll'acqua. Per averlo anidro, basta riscaldare un pezzo di fosforo in una debole corrente d'aria, in modo che il fosforo si trovi sempre in eccesso rispetto all'ossigeno, e non si possa trasformare in acido fosforico. Tal condizione resta pienamente adempita, servendosi d'un tubo di vetro, il quale abbia una lunghezza di circa 10 pollici, e un diametro interno di mezzo pollice circa *fig. 33.* Si fonde il detto tubo all'una delle sue estremità, e si assottiglia in modo che vi resti un foro della grandezza di una grossa spilla, e ad un pollice di distanza dall'apertura praticata si piega ad angolo ottuso. Ciò fatto, s'introduce un pezzo di fosforo ben prosciugato, spingendolo verso la piccola apertura, e si riscalda nella fiamma d'una lampada a spirito, finchè si accenda. Il fosforo in tal caso brucia con fiamma debole di color ver-

dastro, e l'acido fosforoso che si forma, trascinato dalla corrente d'aria, che si stabilisce per l'azione del riscaldamento, va a condensarsi nella porzione ascendente del tubo.

L'acido idrato si prepara facilmente, trattando con acqua il tricloruro di fosforo: l'acqua si decompone, e trasforma il cloro in acido idroclorico, il fosforo in acido fosforoso. Distillando la soluzione mista, si volatilizza il solo acido idroclorico, e l'acido fosforoso resta disciolto nel liquido, il quale, concentrato a un dolce grado di calore, produce in ultimo de'cristalli parallelepipedi e trasparenti di acido fosforoso idrato. È più conveniente compiere l'evaporazione nel vuoto della macchina pneumatica, mettendovi accanto de'pezzi di potassa, che assorbono l'acqua e l'acido idroclorico nel tempo stesso.

Proprietà.—L'acido fosforoso anidro è una polvere bianca, per niente cristallina, volatile, e solubile nell'acqua. Esposto all'aria, ne assorbe l'umidità, e si riscalda a tal segno, che si accende e brucia, trasformandosi in acido fosforico. L'acido acquoso è solido, cristallizzato, senza colore, senza odore e solubilissimo nell'acqua. Col riscaldamento si fonde sul principio, disciogliendosi nell'acqua di cristallizzazione che contiene; ma ad una temperatura maggiore decompone l'acqua, e si trasforma in acido fosforico ed in gas idrogeno fosforato. Riscaldato con una soluzione concentrata di potassa, sviluppa gas idrogeno, e si trasforma in acido fosforico, che resta unito alla potassa; trattato con acido nitrico, si converte in acido fosforico. I sali e gli ossidi metallici, che cedono facilmente il loro ossigeno, come quelli di argento e di mercurio, trattati coll'acido fosforoso, si riducono allo stato metallico, trasformando quest'ultimo in acido fosforico. Col riscaldamento l'azione è istantanea, e la riduzione de'metalli perfettissima. Da ciò si deduce, che gli acidi ipofosforoso e fosforoso hanno una grandissima somiglianza, la quale si osserva ancora ne'sali che questi due acidi formano quando si combinano con le stesse basi.

Durante la combustione lenta del fosforo, che si effettua in seno dell'aria umida, questo metalloide si ossida, trasformandosi in un acido, il quale contiene più ossigeno dell'acido fosforoso, ma meno dell'acido fosforico. Questa circostanza aveva fatto supporre che il liquido acido mentovato contenesse un composto particolare, analogo all'acido ipoazotico, che per analogia fu chiamato *acido ipofosforico* ed *acido fosfatico;* in seguito è stato riguardato come una mescolanza di acido fosforico e fosforoso, perchè messo in contatto colle basi, produce al tempo stesso un fosfato ed un fosfito. Sebbene la conseguenza che si vuole dedurre da questo fatto non sia punto rigorosa, mentre anche l'acido ipoazotico si scinde in acido azotico ed azotoso per l'azione delle basi, pure, siccome l'acido fosforoso, lasciato in contatto dell'aria, assorbe ossigeno e si converte a poco a poco in acido fosforico, è molto probabile che anche nel caso attuale l'acido fosforoso derivante dalla lenta combustione del fosforo, si converta parzialmente in acido fosforico, e che per conseguenza il prodotto non sia che un miscuglio de'due acidi.

Per ottenere una certa quantità di questo prodotto, e nel tempo stes-

so, per impedire che le bacchettine di fosforo esposte all'azione ossidante dell'aria si accendano per il loro reciproco contatto, s'impiega una disposizione molto comoda, che è rappresentata dalla *fig. 56*. Si preparano de'tubi di vetro alquanto assottigliati ad una delle loro estremità, ed aperti da ambe le parti; in ciascuno di detti tubi s'introduce una bacchettina di fosforo, in modo peraltro che vi resti all'intorno uno spazio, in cui l'aria possa liberamente circolare. Ciò eseguito, si situano i tubi così apparecchiati in un imbuto di vetro, e si colloca quest'ultimo sopra una boccia contenente dell'acqua, finalmente si rinchiude tutto l'apparecchio sotto una campana di vetro, che ha un'apertura alla parte superiore. I vapori fosforici si acidificano, ed il prodotto condensato dall'umidità, gocciola dal collo dell'imbuto nella boccia che contiene l'acqua, in cui si discioglie.

È stato osservato che i vapori che si formano per l'ossidazione del fosforo esercitano un'azione perniciosa sulla macchina dell'uomo, e che gl'individui addetti alla fabbricazione de'*fiammiferi* vanno soggetti alla carie delle ossa in generale, e più particolarmente a quella della mascella inferiore.

ACIDO FOSFORICO

L'acido fosforico si trova in natura combinato a diverse basi ne'fosfati, de'quali il più abbondante è il fosfato di calce. Questo sale, sebbene assai scarso nel regno minerale, esiste in gran copia nel regno organico, tanto vegetabile, quanto animale, ed abbonda particolarmente nelle ossa degli animali delle classi superiori. Le proprietà singolari, di cui l'acido fosforico è dotato, e segnatamente la facilità con cui si può trasformare in diverse modificazioni isomeriche; la persistenza de'caratteri che le distinguono, non solo nell'acido libero, ma anche nelle combinazioni saline; e finalmente l'esame delle cause da cui dipende tale isomeria, mentre rendono importantissimo lo studio di questo corpo, hanno potentemente contribuito a stabilire nella scienza le moderne dottrine riguardanti gli acidi ed i sali.

Preparazione. — L'acido fosforico si può preparare con diversi metodi: uno de'più semplici, e che nel tempo stesso permette di ottenere un prodotto abbondante in una sola operazione, consiste a riscaldare il fosforo ordinario in contatto dell'acido azotico; siccome per altro la reazione che si stabilisce è oltremodo veemente, e potrebbe anche divenir pericolosa, se il fosforo acceso venisse scagliato fuori dell'apparecchio, bisogna impiegare dell'acido azotico convenientemente diluito con acqua, e condurre l'operazione in una storta munita di recipiente. Quando lo sviluppo del biossido d'azoto e de'gas nitrosi annunzia che la reazione è già in piena attività, bisogna togliere la storta dal fuoco, ed attendere che l'effervescenza sia quasi cessata, dopo di che, se rimane ancora del fosforo indisciolto, si potrà rimettere la storta sul fuoco e continuare l'operazione a dolce calore. Finalmente quando tutto il fosforo è disciolto, si evapora la soluzione acida in una cassula, e si fa

arroventare il residuo in un crogiuolo di platino, per iscacciarne l'acido nitrico adoperato in eccesso. Il residuo costituisce una massa vetrosa e trasparente, conosciuta col nome di *vetro fosforico*, ed è un acido idrato che contiene diverse quantità di acqua, a seconda della temperatura, a cui è stato riscaldato.

Un altro metodo di preparazione consiste nel decomporre coll'azione del calore il fosfato d'ammoniaca puro e cristallizzato. Questo sale, fatto arroventare in un crogiuolo di platino, perde tutta l'ammoniaca, e lascia un residuo analogo a quello che si ottiene nell'operazione precedentemente descritta, cioè dell'acido fosforico più o meno idratato.

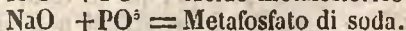
Il prodotto che si ottiene coi metodi precedenti contiene sempre dell'acqua chimicamente combinata, e per quanto fortemente si riscaldi, è impossibile di ridurlo allo stato anidro. L'acido fosforico anidro si ottiene soltanto introducendo del fosforo acceso sotto una campana di cristallo contenente dell'aria ben disseccata, e raccogliendo il prodotto della combustione, che si deposita in forma di fiocchi bianchissimi e leggieri come la neve.

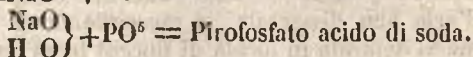
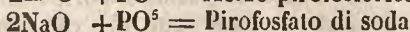
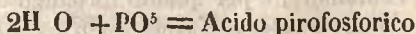
Proprietà. — L'acido fosforico idrato è una sostanza solida, scolorita e trasparente come il cristallo, solubilissima nell'acqua e nell'alcole, dotata di sapore e di reazioni acidissime. Esposto all'aria, ne attrae rapidamente l'umidità, e si converte in un liquido di consistenza sciropposa. Arroventato fortemente in contatto della polvere di carbone, si ottiene il fosforo ridotto allo stato elementare, mentre l'ossigeno, combinandosi col corpo riduttore, forma dell'ossido di carbonio. Quando l'acido fosforico non è stato ancora arroventato, non precipita nè coagula il bianco d'uovo, anzi discioglie quello che è stato coagulato all'azione del calore, e se vien saturato colle basi alcaline, produce de' sali che sono precipitati in giallo dal nitrato d'argento. All'incontro l'acido fosforico che ha subito l'azione di un'alta temperatura, disciolto nell'acqua, dà una soluzione, che coagula immediatamente il bianco d'uovo, ed i cui sali danno un precipitato bianco col nitrato d'argento. L'acido fosforico adunque resta modificato dall'azione del calore, ed il prodotto possiede caratteri e reazioni diverse, non solo a seconda che è stato o non è stato riscaldato, ma anche a seconda del grado di calore a cui è stato esposto.

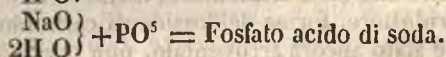
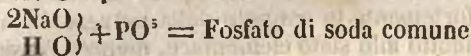
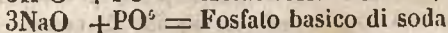
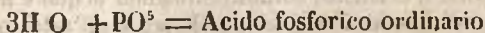
Si conoscono tre modificazioni isomere dell'acido fosforico, delle quali una sola è stata ottenuta allo stato anidro, cioè quella che si forma bruciando il fosforo nell'ossigeno, o nell'aria ben disseccati; mentre le altre due non sono conosciute che allo stato di combinazione, sia coll'acqua, sia colle basi minerali. Queste tre modificazioni differiscono l'una dall'altra, non solo per le proprietà, ma ancora per la capacità di saturazione, o in altri termini, per la diversa quantità di base con cui si combinano per formare de'sali, o per la quantità d'acqua che ritengono allo stato di acidi idrati. Siccome l'acqua vi fa l'ufficio di base, essa può venire sostituita in tutto o in parte dagli ossidi metallici; per conseguenza ciascuna modificazione dell'acido fosforico può formare diversi sali, in cui la base è semplice o mista; ma il carattere essenziale

a ciascuna serie è la costanza del rapporto che si osserva tra l'acido e la base. Le combinazioni dell'acido fosforico coll'acqua e coll'ossido di sodio rappresentano i tipi di quelle che possono formare con tutte le altre basi.

Metafosfati, o fosfati a 1 eq. di base

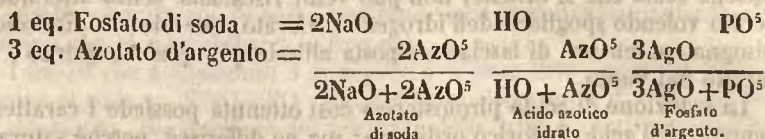
$HO + PO^5$ = Acido metafosforico
$NaO + PO^5$ = Metafosfato di soda.

Pirofosfati, o fosfati a 2 eq. di base

$2HO + PO^5$ = Acido pirofosforico
$2NaO + PO^5$ = Pirofosfato di soda
$\left.\begin{matrix}NaO\\HO\end{matrix}\right\} + PO^5$ = Pirofosfato acido di soda.

Fosfati propriamente detti, o fosfati a 3 eq. di base

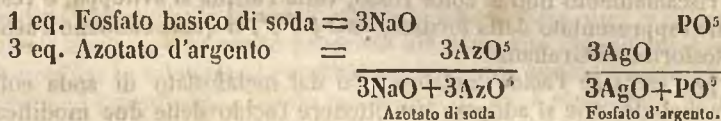
$3HO + PO^5$ = Acido fosforico ordinario
$3NaO + PO^5$ = Fosfato basico di soda
$\left.\begin{matrix}2NaO\\HO\end{matrix}\right\} + PO^5$ = Fosfato di soda comune
$\left.\begin{matrix}NaO\\2HO\end{matrix}\right\} + PO^5$ = Fosfato acido di soda.

Gli acidi, di cui ho fatto menzione, si trovano mescolati insieme nel prodotto preparato coi metodi di sopra descritti, ed in proporzioni variabili, a seconda della temperatura a cui è stato esposto, e della durata del riscaldamento. Perciò i caratteri dell'acido così ottenuto sono misti, e dipendono dalle proporzioni relative del miscuglio. Per esaminare le modificazioni dell'acido fosforico in particolare ed i caratteri distintivi di ciascuna, bisogna estrarle dai sali rispettivi col metodo che vado a descrivere.

Acido fosforico comune $= 3HO + PO^5$ — Nel commercio si trova un fosfato di soda, che si prepara saturando con carbonato di soda l'acido fosforico impuro, che si ottiene decomponendo le ossa calcinate coll'acido solforico diluito: la formula di questo sale è $(HO,2NaO + PO^5) + 24\,Aq$; ma per la semplice esposizione all'aria, esso perde l'acqua di cristallizzazione che contiene, ed il residuo è rappresentato da $HO,2NaO + PO^5$. Questo sale è per conseguenza un fosfato con 3 equivalenti di base, e l'acido che racchiude è quello della modificazione tribasica. Versando dell'acetato di piombo nella sua soluzione, si precipita un fosfato di piombo, il quale, decomposto coll'idrogeno solforato, produce solfuro di piombo, ed una soluzione di acido fosforico con tre equivalenti d'acqua. Facendo bollire il liquido, per espellerne tutto l'idrogeno solforato che vi è disciolto, e concentrandolo, resta l'acido fosforico allo

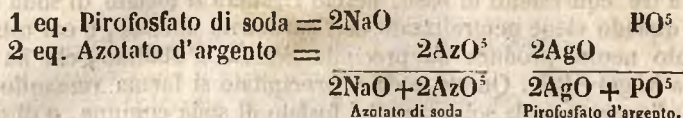
stato sciropposo, il quale lasciato per molto tempo in vasi chiusi, produce qualche volta de' cristalli trasparenti, composti secondo le analisi di Peligot, di 3 equivalenti d'acqua ed uno di acido fosforico. La proprietà caratteristica di questo acido è di formare cogli ossidi metallici de'sali a tre equivalenti di base: perciò rigenera il fosfato di soda comune, quando viene neutralizzato con carbonato di soda, e col nitrato d'argento neutro produce un precipitato giallo cristallino, che ha per formula $3AgO+PO^5$. Questo stesso precipitato si forma versando del nitrato d'argento nella soluzione del fosfato di soda comune, o di qualunque altro sale della stessa serie; ma la composizione del liquido varia secondo che i tre equivalenti di base del sale sono costituiti esclusivamente da un ossido minerale, ovvero da un ossido minerale e dall'acqua nel tempo stesso. Col fosfato di soda comune si ottiene:

1 eq. Fosfato di soda =	$2NaO$	HO	PO^5
3 eq. Azotato d'argento =	$2AzO^5$	AzO^5	$3AgO$
	$2NaO+2AzO^5$ Azotato di soda	$HO+AzO^5$ Acido azotico idrato	$3AgO+PO^5$ Fosfato d'argento.

Il fosfato d'argento si precipita in polvere di color giallo, e la soluzione che resta arrossa la tintura di laccamuffa, in grazia dell'acido azotico idrato che contiene.

Facendo la stessa esperienza col fosfato basico di soda, si precipita lo stesso fosfato d'argento giallo; ma la soluzione che resta è neutra, e contiene tanti equivalenti di soda per quanti ve ne sono di acido azotico, cioè dell'azotato di soda neutro:

1 eq. Fosfato basico di soda =	$3NaO$	PO^5
3 eq. Azotato d'argento =	$3AzO^5$	$3AgO$
	$3NaO+3AzO^5$ Azotato di soda	$3AgO+PO^5$ Fosfato d'argento.

Acido pirofosforico $= 2HO+PO^5$ — Calcinando il fosfato di soda comune ad una temperatura alquanto elevata, si sviluppa l'equivalente di acqua basica, che questo sale contiene, e resta del pirofosfato di soda $= 2NaO+PO^5$. Il nuovo composto ha proprietà intieramente diverse dal primo. La sua soluzione, trattata coll'azotato d'argento, produce un precipitato bianco, cioè il pirofosfato d'argento $= 2AgO+PO^5$, e lascia un liquido neutro, mentre prima della calcinazione il precipitato era giallo ed il liquido acido. La differenza di composizione tra il sale calcinato e quello non calcinato spiega la differenza che si osserva tra le reazioni dell'uno e quelle dell'altro. Prima dell'arroventamento il fosfato di soda conteneva 3 equivalenti di base $= HO,2NaO$, e però col nitrato d'argento precipitava un sale a 3 equivalenti di ossido, cioè il fosfato giallo, e lasciava una soluzione resa acida dalla presenza dell'acido azotico. Col riscaldamento perde un equivalente di base e ne ri-

tiene due soli, per modo che saggiato coll'azotato d'argento, dà un precipitato a due equivalenti di ossido, cioè il pirofosfato bianco. D'altronde il liquido che resta è neutro, perchè non contiene acido azotico libero, ma azotato di soda soltanto. Difatto:

1 eq. Pirofosfato di soda =	$2NaO$		PO^5
2 eq. Azotato d'argento =		$2AzO^5$	$2AgO$
	$2NaO+2AzO^5$ Azotato di soda		$2AgO + PO^5$ Pirofosfato d'argento.

L'acido pirofosforico si può isolare facilmente, versando dell'acetato di piombo nella soluzione del pirofosfato di soda, e decomponendo con idrogeno solforato il pirofosfato di piombo che si precipita. La soluzione acida che si ottiene, non può venir riscaldata senza alterarsi, perciò volendo spogliarlo dell'idrogeno solforato, che vi resta disciolto, bisogna contentarsi di lasciarla esposta all'aria per qualche giorno, o meglio nel vuoto.

La soluzione di acido pirofosforico così ottenuta possiede i caratteri generali dell'acido fosforico ordinario; ma ne differisce, perchè saturata con le basi, produce de' sali bibasici, e versandovi dell'azotato d'argento neutro, dà un precipitato bianco, la composizione del quale corrisponde alla formula $2AgO+PO^5$

Acido metafosforico $= HO+PO^5$ — Se si riscalda il fosfato acido di soda $NaO,2HO+PO^5$ a temperature gradatamente crescenti; si osserva che a 190° o a 200° esso perde un equivalente d'acqua, trasformandosi in pirofosfato acido della formula $HO,NaO+PO^5$, ed il nuovo sale presenta tutti i caratteri che distinguono i pirofosfati. Spingendo il riscaldamento fino al color rosso, tutta l'acqua si sviluppa, e resta un sale rappresentato dalla formula $NaO+PO^5$, il quale contiene l'acido metafosforico di Graham.

Si può estrarre l'acido metafosforico dal metafosfato di soda collo stesso metodo, che si adopera per ottenere l'acido delle due modificazioni precedenti, cioè precipitando il metafosfato di soda con acetato di piombo, e decomponendo il metafosfato di piombo ottenuto con idrogeno solforato. Il vetro fosforico di cui ho già fatto menzione, è composto in massima parte di acido metafosforico, di cui possiede i principali caratteri. L'acido fosforico anidro ottenuto dalla combustione del fosforo nell'aria secca, allorchè si discioglie nell'acqua, produce una soluzione di acido metafosforico, e se si fa evaporare il liquido nel vuoto, si ottiene un residuo solido, che ha per formula HO,PO^5, secondo l'analisi di Peligot. Il corpo che si chiama acido fosforico anidro, è per conseguenza dell'acido metafosforico, e qualunque sia la quantità di acqua o di base con cui si mette a contatto, non ne prende mai al di là di un solo equivalente.

Le proprietà caratteristiche dell'acido in esame sono di combinarsi sempre con un equivalente di base, o di acqua in sua vece, di precipitare in bianco l'albumina, e di produrre colle soluzioni de' sali terrosi

e metallici certi precipitati molli ed amorfi : in tutto il rimanente somiglia all'acido fosforico comune. Questa modificazione è meno stabile della precedente, però appena si fa bollire la sua soluzione acquosa, essa si trasforma in acido fosforico comune, appropriandosi altri due equivalenti d'acqua.

Conclusioni — Abbiamo veduto che l'acido fosforico triidrato, riscaldato fino ad un certo grado, perde un equivalente d'acqua e diventa bibasico, e che ad una temperatura maggiore ne lascia sviluppare un altro e diventa monobasico. Queste tre combinazioni di acido fosforico ed acqua spiegano reazioni diverse sull'azotato d'argento e sull'albumina, e ciò che è più estraordinario, possono disciogliersi nel l'acqua, senza combinarvisi, e senza passare allo stato di fosfato tribasico, finchè non si fa bollire il liquido. Ciò spiega perchè ciascuna di tali soluzioni conserva i caratteri proprii del corpo che vi è disciolto, e perchè saturata con le basi, ne prende una quantità equivalente all'acqua che vi è combinata, e non più.

I fosfati che contengono 3 equivalenti di base fissa, come il fosfato basico di soda $= 3NaO+PO^5$, non soffrono alterazione di sorta col riscaldamento, ma quelli in cui porzione della base è sostituita dall'acqua, lasciano sviluppare quest'ultima, e ritengono la base fissa soltanto, acquistando le reazioni caratteristiche de' metafosfati o de'pirofosfati, a seconda che vi resta uno, ovvero due equivalenti di base. Graham, da tutti questi fatti, si crede autorizzato ad ammettere l'esistenza di un solo acido fosforico allo stato anidro, il quale combinandosi a diverse quantità di acqua o di un'altra base, darebbe luogo ad altrettanti composti dotati di reazioni così diverse, come sono quelle che distinguono l'acido fosforico, pirofosforico, e metafosforico, e corrispondentemente i fosfati, i pirofosfati ed i metafosfati. L'azione del riscaldamento, secondo Graham, si limita ad espellere uno o due equivalenti d'acqua, e le nuove proprietà del composto dipendono da questa perdita. In tale ipotesi peraltro non s'intende perchè l'acido pirofosforico ed i pirofosfati, l'acido metafosforico ed i metafosfati non riprendono, allorchè sono disciolti, la quantità di acqua che manca ad essi per trasformarsi in acido fosforico ordinario o in fosfato; non si spiega nemmeno perchè l'acido fosforico anidro nel combinarsi coll'acqua si costituisce sempre allo stato di acido metafosforico, e non mai di acido fosforico o pirofosforico. Ora se l'acido PO^5 contenuto nelle tre modificazioni, fosse rigorosamente identico, dovrebbe in tutti i casi combinarsi colla stessa quantità di acqua o di base minerale, o in altri termini, avrebbe sempre la stessa capacità di saturazione. Il solo fatto del potere saturante diverso che hanno l'acido fosforico, l'acido pirofosforico e l'acido metafosforico, basta a provare che questi tre corpi non sono identici, ma solamente isomeri. V'è peraltro una circostanza che pare favorevole alle idee di Graham, ed è che certe modificazioni di acido fosforico e di fosfati si trasformano in altre col riscaldamento, tutte le volte che contengono una base volatile, com'è per esempio l'acqua, mentre invece la metamorfosi non ha luogo, se tutta la base è costitui-

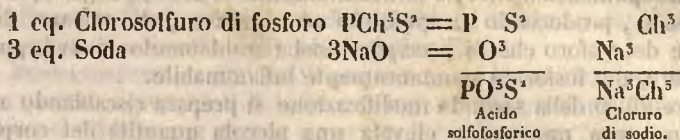
ta da un ossido fisso. Così l'acido fosforico comune, perdendo uno, e poi due equivalenti d'acqua, passa successivamente allo stato di acido pirofosforico e di acido metafosforico; il fosfato di soda comune $HO,2NaO+PO^5$ si trasforma in pirofosfato di soda; il fosfato acido $NaO,2HO+PO^5$ in metafosfato. Al contrario il fosfato basico di soda $3NaO+PO^5$, non si altera, per quanto fortemente venga riscaldato, e dopo la calcinazione presenta gli stessi caratteri di prima. Da ciò parrebbe si dovesse ammettere che il passaggio dell'acido fosforico da una modificazione all'altra è subordinato alla eliminazione di una certa quantità di base volatile operata dal calorico. Nondimeno non sarebbe ragionevole l'inferirne che la metamorfosi dell'acido fosforico dipende appunto da questa cagione, e che il calorico non ha altra parte nella produzione di tali fenomeni, meno quella di volatilizzare l'acqua funzionante da base. Se d'altronde si considera che l'acido fosforico anidro ottenuto dalla combustione del fosforo in seno dell'aria o dell'ossigeno, si trova convertito in acido metafosforico per l'azione dell'alta temperatura che subisce nell'atto della sua formazione, circostanza in cui non si può ricorrere alla eliminazione dell'acqua per ispiegare il fenomeno, bisognerà convenire che il solo calorico basta ad operare il cambiamento molecolare inerente a ciascuna modificazione, come fa in tanti altri casi analoghi.

Premesse tali cose, sembra più plausibile l'ammettere che l'eliminazione dell'acqua contenuta nell'acido fosforico, ad una temperatura elevata, invece di esser cagione del suo passaggio da uno stato isomero all'altro, com'è sentimento di Graham, ne sia solamente l'effetto. Abbiamo veduto difatto che gli acidi fosforico, pirofosforico e metafosforico differiscono, fra le altre cose, per la capacità di saturazione. Ciò posto, se si riscalda dell'acido fosforico a tre equivalenti d'acqua, trasformato appena in acido pirofosforico, per la sola azione del riscaldamento, il suo potere saturante dovrà diminuire, ed un equivalente d'acqua resterà libero. Questa essendo volatile, e non ritenuta da veruna affinità, non tarderà a svilupparsi allo stato di vapore. Seguirà altrettanto, quando per l'azione ulteriore del riscaldamento diventerà acido metafosforico, perdendo un altro equivalente di acqua. Se al contrario si espone all'azione del calorico un fosfato, la cui base è fissa, la metamorfosi non potrà aver luogo, non già perchè la base non può volatilizzarsi, ma perchè l'acido tribasico non può trasformarsi in acido bibasico o in acido monobasico sotto l'influenza di un alcali libero e di un certo grado di calore, essendo dimostrato che invece i due ultimi si trasformano nel primo in tali condizioni.

ACIDO SOLFOFOSFORICO $= PO^5S^2$

Questo composto, che può riguardarsi come acido fosforico, in cui due equivalenti di ossigeno sono sostituiti dal solfo, non si può ottenere allo stato libero. I suoi sali si preparano, trattando il clorosolfuro di fo-

sforo PCh^3S^2 colle soluzioni alcaline : si ottiene un cloruro, ed acido solfofosforico che si combina coll'alcali indecomposto :

1 eq. Clorosolfuro di fosforo	PCh^3S^2 =	$P\ S^2$		Ch^3
3 eq. Soda	$3NaO$ =	O^3		Na^3
		PO^3S^2 Acido solfofosforico		Na^3Ch^3 Cloruro di sodio.

Gli acidi più deboli decompongono le soluzioni de' solfofosfati ; ma l'acido appena divenuto libero , si decompone in contatto dell'acqua , trasformandosi in acido fosforico ed in idrogeno solforato.

SOLFURI DI FOSFORO

A ciascun grado di ossidazione del fosforo corrisponde un composto solforato , in cui l'ossigeno è sostituito da quantità equivalenti di solfo. Le combinazioni che corrispondono agli acidi ipofosforoso , fosforoso e fosforico sono de' solfoacidi , e saturano le stesse proporzioni atomiche di solfobase, che i primi di ossibase. Questi corpi singolari sono stati l'oggetto di un importante lavoro di Berzelius , dal quale ho estratto quanto è contenuto in questo articolo.

Riscaldando ad una temperatura maggiore di 100° un miscuglio di solfo e di fosforo , quest'ultimo brucia a spese del solfo , sviluppando luce e calorico , e se il solfo è in quantità sufficiente , si trasforma in persolfuro. I due corpi, trovandosi allo stato liquido nel momento in cui si manifesta il fenomeno luminoso , ed il prodotto essendo volatile , la combinazione chimica è accompagnata da una forte esplosione , pericolosa per se stessa , e pe' guasti che può cagionare la materia accesa, spargendosi sugli oggetti circostanti.

Il sottosolfuro di fosforo P^2S, ed il protosolfuro PS si possono ottenere in due modificazioni isomere diverse , una delle quali è liquida , gialla, e si ossida all'aria, producendo acido fosforoso ; mentre l'altra è solida , rossa ed inalterabile all'aria alla temperatura atmosferica. I composti appartenenti alla prima si ottengono, fondendo insieme delle quantità esattamente pesate dei due componenti ad una temperatura che non oltrepassi 100°, sia nell'acqua privata d'aria coll'ebollizione, sia in un tubo di vetro ermeticamente chiuso. Per tal modo la combinazione si effettua tranquillamente, e senza pericolo di sorta. I composti dell'altra modificazione si formano, esponendo quelli della prima all'azione simultanea di una temperatura elevata e di un carbonato alcalino, o di una solfobase energica.

Sottosolfuro=P^2S — La prima modificazione di questo composto si ottiene fondendo insieme un peso equivalente di solfo e due di fosforo , colle precauzioni di sopra accennate. È un liquido chiaro, senza colore e poco fluido , il quale si solidifica a qualche grado sotto zero in un ammasso di cristallini bianchi e sottili. Non bagna il vetro ,

come fa il mercurio, e può venir distillato in un atmosfera di gas idrogeno. All'aria spande dei fumi odoranti di acido fosforoso, e talvolta s'infiamma spontaneamente. Le soluzioni alcaline lo decompongono, anche a freddo, producendo un ipofosfito ed un solfuro, che restano disciolti, e del fosforo che si precipita; col riscaldamento si sviluppa del gas idrogeno fosforato spontaneamente infiammabile.

Il sottosolfuro della seconda modificazione si prepara riscaldando ad una temperatura non molto elevata una piccola quantità del corpo precedente con carbonato di soda anidro. L'esperienza va fatta in un tubo di vetro imperfettamente chiuso. Sotto l'influenza del carbonato alcalino il sottosolfuro di fosforo passa alla modificazione rossa, tranne una piccola quantità, che reagendo sul carbonato di soda, produce un solfofosfito. Terminata l'esperienza, si lascia raffreddare il tubo, e si tratta la massa con acqua: i sali si disciolgono, e si precipita il sottosolfuro. È una polvere insolubile, di bel color rosso cinabro, la quale somiglia all'ossido di fosforo della modificazione corrispondente. Riscaldata in una corrente di gas idrogeno, non si fonde, e divien nera, ma raffreddandosi riacquista il colore primitivo. Distillandola, ripassa alla modificazione liquida.

Protosolfuro = PS — La modificazione liquida si ottiene come quella del composto precedente, impiegando per un equivalente di solfo un solo equivalente di fosforo, invece di due.

È un liquido trasparente di color giallo pallido, che distilla senza alterarsi in una corrente di gas idrogeno. Raffreddato, cristallizza; ma richiede una temperatura più bassa di quella a cui si solidifica il sottosolfuro. Esposto all'aria, fumica e tramanda un odore di acido solforoso; nell'aria umida si evapora, trasformandosi in acido solforico ed in acido fosforico. Nell'aria secca si ossida egualmente, e dà origine alla combinazione di acido fosforico ed ossido di fosforo descritta a pag. 190. Coll'aiuto del riscaldamento si combina colle solfobasi, e produce i solfoipofosfiti, composti corrispondenti agl'ipofosfiti, in cui il solfo è sostituito all'ossigeno.

La seconda modificazione del protosolfuro di fosforo si ottiene, riscaldando in un' atmosfera di gas idrogeno il protosolfuro liquido col solfuro di manganese anidro. I due corpi si combinano con aumento di temperatura, e danno origine ad un solfoipofosfito di manganese di color verde giallastro. Trattando quest'ultimo con acido idroclorico, il solfuro di manganese si decompone, trasformandosi in cloruro di manganese ed in idrogeno solforato, mentre il protosolfuro di fosforo si precipita.

Così ottenuto, si presenta in forma di polvere di color rosso aranciato, ed insolubile, la quale non si accende che verso 80°, e brucia con fiamma molto luminosa, producendo un denso fumo. Col riscaldamento subisce le stesse alterazioni, che abbiamo notate nel sottosolfuro, cioè si annerisce, si evapora senza fondersi, e si trasforma nella modificazione liquida.

Trisolfuro = PS^3 — Per ottenerlo, si sublima un miscuglio di un

equivalente di protosolfuro e due di solfo in una corrente di gas idrogeno. È una sostanza amorfa, di color giallo pallido e trasparente, che resta per lungo tempo allo stato molle, e diviene opaca consolidandosi. Esposta all'aria umida, non fumica, ma si trasforma rapidamente in un miscuglio di solfo e di acido fosforico liquido.

Pentasolfuro = PS^5 — Si prepara come il precedente, impiegando quattro equivalenti di solfo per uno di protosolfuro. La combinazione si effettua con grande aumento di temperatura, ma senza pericolo di esplosione. Il pentasolfuro di fosforo produce de' cristalli semitrasparenti di color giallo pallido. Riscaldato si fonde, ed il liquido cristallizza col raffreddamento; ad un maggior grado di calore si volatilizza, e può venir sublimato.

Persolfuro = PS^{12} — Si prepara disciogliendo un eccesso di solfo nel protosolfuro liquido. È solido e si può ottenere in cristalli di color giallo e risplendenti.

Sull'isomeria de' composti del fosforo — Abbiamo veduto che alcune combinazioni del fosforo coll'ossigeno e col solfo si ottengono in diversi stati isomeri, e si possono far passare da una modificazione all'altra in diverse condizioni di temperatura. Berzelius spiega d'una maniera sommamente ingegnosa questi fenomeni, supponendo che il radicale di tali composti si trovi in diversi stati allotropici. Rapporterò le stesse sue parole. « Sappiamo che il fosforo forma diverse modifica-
« zioni allotropiche, di cui le seguenti sono le meglio caratterizzate:
« 1° il fosforo ordinario, cristallino a freddo, quasi affatto privo di
« colore e semitrasparente, che si distingue dal vapore che esala nel-
« l'aria e dalla sua lenta ossidazione in questo mezzo: 2° la modifica-
« zione rossa, che risulta dalla esposizione della precedente alla luce
« solare, anche nel vuoto barometrico; questa non fumica in contat-
« to dell'aria, nè si ossida, e passa alla modificazione ordinaria quando
« viene distillata. Si vede adunque manifestamente che le combinazio-
« ni solforate liquide del fosforo racchiudono la prima modificazione,
« e che le combinazioni rosse contengono al contrario la seconda.

« Applicando queste stesse considerazioni ad altri composti isomeri
« del fosforo, non si potrà esitare ad ammettere che l'ossido giallo, il
« quale si forma alla temperatura ordinaria dell'atmosfera, contenga il
« fosforo bianco; e che l'ossido rosso, il quale si forma unitamente al-
« l'acido fosforico durante la combustione del fosforo, contenga la mo-
« dificazione rossa.

« Si potrà difficilmente mettere in dubbio che l'acido fosforico, ot-
« tenuto trattando il fosforo coll'acido azotico, contenga il fosforo or-
« dinario; onde risulta probabilissimamente, che l'acido pirofosforico
« dev'essere l'acido del fosforo rosso costituito al massimo grado di
« ossidazione ».

FOSFURI D'IDROGENO

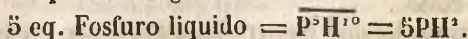
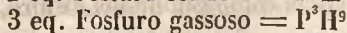
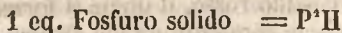
Secondo un lavoro di Paolo Thénard, esistono almeno tre combinazioni di fosforo e idrogeno, che differiscono per la composizione e per le proprietà. Il primo composto è solido e di color giallo; il secondo è liquido, ma volatilissimo, e si accende spontaneamente in contatto dell'aria; il terzo è gassoso.

FOSFURO SOLIDO $= P^2H$ — Questo composto, scoperto da Leverrier, si può ottenere con diversi metodi, ma soprattutto facendo passare il fosfuro d'idrogeno spontaneamente infiammabile, di cui parlerò tra poco, nell'acido idroclorico concentrato, lavando con acqua fredda il precipitato che si forma, e disseccandolo rapidamente nel vuoto della macchina pneumatica.

È una polvere fioccosa di color giallo canarino, insipida, che ha un debole odor di fosforo. Riscaldato sino a 140° o 150° all'aria libera, non si accende, e non diventa neppur luminoso nell'oscurità. Distillato fuori del contatto dall'aria, p. es. in un'atmosfera di acido carbonico, si decompone, risolvendosi nei suoi componenti. Esposto alla luce solare in contatto dell'acqua, decompone quest'ultima: l'ossigeno e il fosforo si combinano per formare acido fosforico, e l'idrogeno, tanto dell'acqua, quanto del fosfuro, si sviluppa allo stato gassoso. Il cloro lo trasforma in acido idroclorico ed in cloruro di fosforo; le soluzioni alcaline in fosfuro d'idrogeno gassoso, in gas idrogeno libero, ed in ipofosfito. In contatto dell'acido azotico si accende.

FOSFURO LIQUIDO $= PH^2$ — È stato scoperto da P. Thénard il quale lo prepara conducendo il fosfuro gassoso spontaneamente infiammabile a traverso un tubo di vetro piegato ad U e raffreddato a — 20°: il fosfuro liquido si condensa in questo tubo (*fig. 34*).

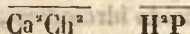
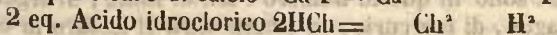
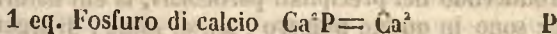
Alle temperature inferiori a + 10° è un liquido senza colore, trasparente come l'acqua, e possiede una tensione considerevole. Appena messo a contatto coll'aria si accende e brucia, tramandando una luce bianca vivissima, ed un denso fumo. Esposto alla luce solare, si converte in fosfuro gassoso ed in fosfuro solido:

$$\begin{aligned} &1 \text{ eq. Fosfuro solido} &&= P^2H \\ &3 \text{ eq. Fosfuro gassoso} &&= P^3H^9 \\ &5 \text{ eq. Fosfuro liquido} &&= \overline{P^5H^{10}} = 5PH^2. \end{aligned}$$

Gli acidi idroclorico e idrobromico, il cloruro di fosforo e molti altri corpi lo decompongono rapidamente, in fosfuro solido ed in fosfuro gassoso, come fa la luce solare. In un'atmosfera priva d'aria o di ossigeno può venir distillato alla temperatura di + 15°, senza decomporsi. Basta una traccia di questo corpo per rendere spontaneamente infiammabile il fosfuro d'idrogeno gassoso, che non lo è per se stesso, come pure l'idrogeno, il cianogeno, l'ossido di carbonio e tutti gli altri gas

combustibili. È in certo modo una favilla, che dà origine ad un incendio, il quale dura fintanto che la fiamma trova di che alimentarsi.

Fosfuro gassoso $= PH^3$ — Per molto tempo si ammisero due composti gassosi di fosforo e idrogeno: l'uno dotato della proprietà singolare di accendersi spontaneamente in contatto dell'aria, l'altro incapace di accendersi, almeno alla temperatura ordinaria. Il primo venne riguardato come più ricco di fosforo che il secondo, e fu distinto col nome di *idrogeno perfosforato,* mentre si chiamò l'altro *idrogeno protofosforato.* Rose in seguito dimostrò che entrambi contengono presso a poco le stesse quantità relative di fosforo e d'idrogeno, e d'allora in poi vennero riguardati come due modificazioni isomere dello stesso composto. Finalmente P. Thénard è giunto a provare, che la cagione della combustibilità spontanea del gas risiede in una traccia del fosfuro liquido, che vi è accidentalmente mescolato allo stato di vapore.

Il fosfuro d'idrogeno gassoso si forma tutte le volte che si riscalda il fosforo in contatto dell'acqua e di un alcali libero (potassa, soda, calce, barite ec.), ovvero quando si bagna con acqua il fosfuro di calcio. Il primo prodotto dell'operazione si accende, non appena arrivato in contatto dell'aria, producendo delle corone di fumo, che si vanno gradatamente dilatando; ma quello che si sviluppa in seguito, non s'infiamma che per il contatto d'un corpo acceso, o almeno riscaldato. Pertanto il gas ottenuto coi metodi sopraccennati non è mai puro, ma contiene dell'idrogeno libero, e quello che si sviluppa sul principio dell'operazione, racchiude inoltre un po'del fosfuro liquido allo stato di vapore.

Per ottenere il fosfuro d'idrogeno gassoso perfettamente puro, il precitato P. Thénard consiglia di far cadere de'pezzetti di fosfuro di calcio nell'acido idroclorico concentratissimo, per mezzo d'un tubo verticale immerso nel liquido acido con una delle estremità. Il fosfuro di calcio, astrazion fatta dal fosfato di calce che sempre contiene, si può riguardare come una combinazione di calcio e di fosforo, corrispondente alla formula Ca^2P. Decomponendosi in contatto dell'acido idroclorico, si trasforma in cloruro di calcio ed in fosfuro d'idrogeno liquido:

1 eq. Fosfuro di calcio	$Ca^2P =$	Ca^2	P
2 eq. Acido idroclorico	$2HCh =$	Ch^2	H^2
		Ca^2Ch^2 Cloruro di calcio	H^2P Fosfuro d'idrogeno.

Dal suo canto il fosfuro liquido, non appena prodotto, viene decomposto dall'acido idroclorico in fosfuro solido, che si precipita, ed in fosfuro gassoso, che si sviluppa allo stato puro. Per preparare comodamente questo gas, si fa uso di una boccia a due gole piena per metà di acido idroclorico concentrato, e rappresentata in D nella *fig. 55.* Per una delle due aperture si fa passare un tubo di vetro abbastanza largo da potervi introdurre de' frammenti di fosfuro di calcio, ed all'altra si adatta un tubo ripiegato ad un angolo retto, che serve a condurre il gas

sviluppato nel tino pneumatico. Siccome la reazione dell'acido idroclorico sul fosfuro alcalino produce un aumento di temperatura, che sarebbe capace di accendere l'idrogeno fosforato che si sviluppa, e potrebbe dar luogo ad un'esplosione, bisogna scacciar l'aria dall'apparecchio, sostituendovi dell'acido carbonico, il che si ottiene facilmente, innestando nel modo indicato dalla figura, la boccia A, in cui si produce l'acido carbonico, colla boccia D. Quando tutta l'aria è stata scacciata, s'introducono de'frammenti di fosfuro di calcio per mezzo del tubo C: l' idrogeno fosforato che si sviluppa, scaccia dal suo canto l'acido carbonico, e quando si giudica che il gas è sufficientemente puro, si raccoglie in tubi pieni d' acqua sul tino pneumatico.

Se invece di acido idroclorico si fa uso d'acqua, ha luogo una reazione più complicata: in tal caso l'acqua ed il fosfuro di calcio producono per doppia decomposizione, calce e fosfuro d'idrogeno liquido, il quale si risolve incompiutamente in fosfuro solido ed in fosfuro gassoso. Per tal ragione il gas si sviluppa dotato della proprietà di accendersi per il semplice contatto dell'aria. A misura che la reazione progredisce, e che la quantità di calce prodotta diviene maggiore, la combustibilità del gas scema in proporzione. Il fosfuro solido primamente precipitato si decompone in contatto dell'acqua e dell'alcali libero, producendo dell' ipofosfito di calce, del fosfuro d'idrogeno gassoso e dell'idrogeno libero, il che spiega l'origine dell' idrogeno, con cui va sempre mescolato il gas ottenuto dalla reazione dell' acqua sul fosfuro di calcio. Da ciò si deduce che esiste un solo fosfuro d' idrogeno gassoso, il quale per se stesso non è spontaneamente infiammabile; ma possiede tale proprietà, quando contiene la più piccola traccia di fosfuro liquido.

Il fosfuro d' idrogeno gassoso è senza colore, di odor fetido somigliante a quello del pesce marcio, di sapor disgustoso, ed un po' solubile nell' acqua. Messo in contatto con un corpo acceso, o anche semplicemente riscaldato, s'infiamma, producendo acqua ed acido fosforico. Il cloro l'accende, trasformandolo in acido idroclorico ed in cloruro di fosforo. Molti sali metallici allo stato di soluzione acquosa assorbono questo gas, producendo dei precipitati particolari, la cui natura non è ben conosciuta: sono in questo numero i sali di rame, di argento, di piombo, di stagno, di mercurio, ed alcuni altri. Il fosfuro in esame si combina coll' acido idroiodico, quante volte l'incontra allo stato aeriforme, e dà origine ad un composto solido e cristallizzato molto singolare, la composizione del quale corrisponde a quella dell' ioduro d'ammonio, se non che il fosforo vi tiene il luogo dell'azoto:

AzH^3,HI = Ioduro d'ammonio, o idroiodato d'ammoniaca
$P\ H^3,HI$ = Idroiodato di fosfuro d'idrogeno.

Sarebbe importantissimo di esaminare se tale composto ha la stessa costituzione molecolare dell' ioduro d'ammonio, e se può in un modo analogo venir riguardato come combinazione dell' iodo con un radicale composto di natura metallica, la cui formula dovrebb'essere PH^4.

TRICLORURO DI FOSFORO = PCh^3

Il cloro combinandosi col fosforo, forma due composti, che per la loro composizione corrispondono all'acido fosforoso ed all' acido fosforico: l'uno di essi ha per formula PCh^3, e si ottiene facendo passare del gas cloro perfettamente disseccato nel fosforo in eccesso; se invece predomina il cloro, si forma il composto PCh^5, o percloruro di fosforo.

Preparazione. — Per ottenere il tricloruro di fosforo, si può far uso dello stesso apparecchio, con cui si preparano i cloruri di solfo *fig.* 26; ma siccome il fosforo in contatto del gas cloro si accende, producendo un grande innalzamento di temperatura, la storta in cui avviene la reazione si rompe quasi sempre. Per ovviare a questo grave inconveniente, è utile mettere della sabbia ben disseccata nel fondo della storta, ed al di sopra i pezzi di fosforo. Inoltre per fare in modo che il fosforo si trovi sempre in eccesso rispetto al cloro, prima di cominciare l'operazione, giova riscaldare il fondo della storta alla temperatura, in cui il fosforo bolle, e quando tutta la capacità del vaso è piena di vapori fosforici, farvi arrivare una debole corrente di cloro, avendo cura di sospendere il trattamento pria che tutto il fosforo sia entrato in combinazione col cloro. Il tricloruro di fosforo che si forma, è ridotto allo stato di vapore dall'alta temperatura che si sviluppa nell'atto della reazione, e va a condensarsi nel recipiente E. Finalmente per separare il prodotto dall'eccesso del fosforo, che può restarvi disciolto, si rettifica ridistillandolo. Si può ancora ottenere il composto in esame, distillando un miscuglio di fosforo e sottocloruro di mercurio.

Proprietà. — Il tricloruro di fosforo è un liquido scolorito, di odore irritante, che fumica in contatto dell'aria e bolle a 78°. La sua densità è di 1,45 allo stato liquido, e di 4,742 allo stato di vapore. Esso può disciogliere una gran quantità di fosforo, e la soluzione, lasciata in contatto dell'aria, si evapora spontaneamente, lasciando per residuo del fosforo cristallizzato. L'acqua decompone il tricloruro di fosforo, trasformandolo in acido idroclorico ed in acido fosforoso, reazione della quale si profitta per preparare comodamente quest' ultimo composto, come altrove è stato già detto. Facendo reagire l'acido azotico o l'acido ipoazotico sul tricloruro di fosforo, si stabilisce una reazione così veemente, che ha luogo una esplosione paragonabile allo scoppio d'un cannone di piccolo calibro.

PERCLORURO DI FOSFORO = PCh^5

Preparazione. — Questo composto si ottiene facilmente, facendo passare del gas cloro ben disseccato nel tricloruro precedentemente descritto, finchè siasi intieramente convertito in una massa solida e cristallina.

Proprietà. — Il percloruro di fosforo è un corpo solido, bianco, cristallizzato, il quale bolle a 148°, e distilla inalterato. La temperatura

della sua fusione è così vicina a quella che si richiede per farlo bollire, che quando si riscalda, sembra volatilizzarsi, senza prima passare per lo stato liquido. Messo in contatto dell'acqua, questi due corpi si decompongono reciprocamente, generando acido fosforico ed acido idroclorico. Se si fa reagire dell'acido nitrico concentrato sul percloruro di fosforo in un tubo di vetro ermeticamente chiuso, si forma dell'acido fosforico ed un liquido volatile, che pare identico coll'acqua regia. Impiegando dell'acido ipoazotico, si stabilisce una reazione analoga alla precedente, e l'acido fosforico che si forma è allo stato anidro.

Il percloruro di fosforo possiede la proprietà singolare di combinarsi con alcuni acidi anidri, come sono l'acido solforoso, l'acido solforico, l'acido arsenioso, l'acido tunstico, e l'acido fosforico, formando dei composti definiti, volatili e decomponibili in contatto dell'acqua, alcuni de'quali cristallizzano.

Bisolfito di percloruro di fosforo $= PCh^5 + 2SO^2$ — Questa combinazione è stata ottenuta da Kremers, facendo passare dell'acido solforoso ben disseccato sul percloruro di fosforo, che l'assorbe e si trasforma in un liquido verdastro. Quest'ultimo ridistillato, si decolora, ed in tale stato costituisce un liquido scolorito, che rifrange la luce con maggior forza del solfuro di carbonio, ed emette un vapore, che irrita fortemente gli occhi. La sua densità è di 1,667 alla temperatura di 14°, bolle a 100°, e messo in contatto dell'acqua, si decompone, producendo acido fosforico, acido solforoso e acido idroclorico. L'iodo ed il percloruro di fosforo vi si disciolgono abbondantemente, e si separano cristallizzati dalle rispettive soluzioni. Facendovi passare dell'acido solforoso, questo gas vi si discioglie in gran quantità; la soluzione che ne risulta, presenta, quando è satura, una composizione, che si può rappresentare colla formula $PCh^5 + 3SO^2$, circostanza che sembra indicare l'esistenza di un'altra combinazione pochissimo stabile, ma pure in proporzioni definite, di percloruro di fosforo ed acido solforoso.

Solfato di percloruro $= PCh^5 + SO^3$ — Persoz e Bloch hanno ottenuta questa combinazione, facendo passare il vapore di percloruro di fosforo sul solfato di mercurio convenientemente riscaldato in un tubo di vetro. Gli stessi Chimici, facendo arrivare il percloruro di fosforo sull'acido solforico anidro, hanno ottenuto un bisolfato della formula $PCh^5 + 2SO^3$.

Questi composti sono liquidi, bollono a temperature fisse, e trattati con acqua, si decompongono in acido fosforico, solforico e idroclorico.

Fosfato di percloruro $= PCh^5 + PO^5$ — Secondo Persoz e Bloch, tale combinazione si ottiene, facendo passare del vapore di percloruro di fosforo sull'acido fosforico anidro. È un liquido scolorito, volatile, e decomponibile dall'acqua in acido fosforico ed in acido idroclorico.

Arsenito di percloruro — Questo composto, ottenuto ancora da Persoz e Bloch con un metodo analogo ai precedenti, costituisce un liquido scolorito ed incristallizzabile, che bolle alla temperatura di 110°.

CLOROSSIDO DI FOSFORO $= PCh^3O^2$

Preparazione.—Si è già detto che il percloruro di fosforo si decompone compiutamente in contatto dell'acqua, trasformandosi in acido fosforico ed in acido idroclorico. Se invece di metterlo in contatto dell'acqua liquida, si lascia soltanto per un certo tempo in un'atmosfera umida, ha luogo una decomposizione parziale, si forma dell'acido idroclorico, ed un composto liquido scoperto da Wurtz, che contiene del fosforo, del cloro e dell'ossigeno nel tempo stesso, e che ha ricevuto in conseguenza il nome di *clorossido di fosforo.* Siccome peraltro anche il clorossido di fosforo si decompone in contatto dell'umidità, non è facile cogliere il momento più opportuno per sospendere l'operazione. Secondo Gérhardt, si eviterebbe un tale inconveniente, distillando un miscuglio di percloruro di fosforo e di acido ossalico monoidrato: in tal caso, siccome l'acqua non esiste allo stato libero, ma è ritenuta in combinazione dalla forte affinità dell'acido ossalico anidro, la quantità che se ne decompone è precisamente quella che si richiede per trasformare il percloruro in clorossido; ma non ha nessuna azione sul clorossido formato. In tale reazione, oltre il clorossido di fosforo, si forma dell'acido idroclorico, ed un miscuglio a volumi eguali di acido carbonico ed ossido di carbonio, provenienti dalla decomposizione dell'acido ossalico.

Proprietà — Il clorossido di fosforo è un liquido scolorito, trasparente, e d'una densità di 1,7, il quale bolle a 110°, ed in contatto dell'acqua spande de'fumi bianchi di un odore oltre modo irritante. Messo nell'acqua, sulle prime cade in fondo di questo liquido, poi si decompone, sviluppando calorico, e si trasforma in acido fosforico ed in acido idroclorico.

CLOROSOLFURO DI FOSFORO$= PCh^3S^2$

Facendo passare dell'idrogeno solforato sul percloruro di fosforo, il gas viene assorbito, si sviluppa dell'acido idroclorico, e si forma un liquido di color giallastro, che bolle a 128°, ed ha una composizione corrispondente a quella del clorossido precedentemente descritto, colla differenza che il solfo vi tiene il luogo dell'ossigeno. Questo composto, scoperto da Serullas, non viene decomposto dall'acqua.

SOLFOPERCLORURO DI FOSFORO $= PCh^5S^4$

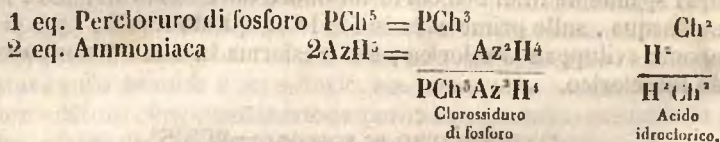
Preparazione. — Questo composto è stato ottenuto da Gladstone, distillando in una piccola storta un miscuglio di 3 parti di percloruro di fosforo e 1 di solfo.

Proprietà. — Il prodotto è un liquido giallastro, mobilissimo, molto rifrangente, di un odore acido debole, e che bolle invariabilmente alla temperatura di 125°; in tale stato il più delle volte contiene del percloruro di fosforo indecomposto, che alla lunga cristallizza. A caldo può

disciogliere una gran quantità di solfo, che cristallizza col raffreddamento della soluzione; discioglie inoltre il fosforo e l'iodo. L'acido solforico concentrato non vi ha azione, almeno a freddo. Spiega una reazione molto energica sull'etere, sull' alcole e sull'essenza di trementina. L'idrogeno non l'altera; ma l'idrogeno solforato lo decompone, trasformandolo in un nuovo prodotto liquido, e mettendo in libertà del solfo. L'acido nitrico l'ossida con violenza, sviluppando vapori nitrosi, e molti metalli lo decompongono. Il solfopercloruro di fosforo si decompone ancora in contatto dell'acqua, producendo del solfo, che si precipita mescolato ad un pò di solfuro di fosforo, e nel liquido resta disciolto dell'acido idroclorico, dell'acido solforico, dell'acido fosforico, e probabilmente dell'acido fosforoso. Le condizioni in cui si forma questo corpo, ed alcune delle sue reazioni sembrano indicare che potrebbe riguardarsi come una combinazione di tricloruro di fosforo e sotto cloruro di solfo; difatti si avrebbe $PCh^3+2S^2Ch=PCh^5S^4$.

CLOROSSIDURO DI FOSFORO=$PCh^3Az^2H^4$

Secondo Gerhardt, quando si fa passare del gas ammoniaco ben disseccato sul percloruro di fosforo, si sviluppano sulle prime de'vapori di acido idroclorico, indi si forma un miscuglio di cloruro d'ammonio e di un nuovo prodotto, al quale il Chimico prenominato ha dato il nome di clorossiduro di fosforo. La reazione si stabilisce tra un equivalente di percloruro e due di ammoniaca:

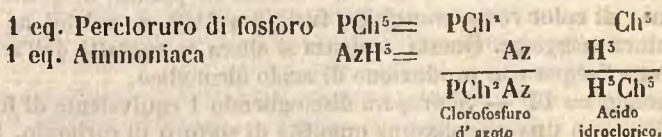
1 eq. Percloruro di fosforo	$PCh^5 =$	PCh^3	Ch^2
2 eq. Ammoniaca	$2AzH^3 =$	Az^2H^4	H^2
		$PCh^3Az^2H^4$ Clorossiduro di fosforo	H^2Ch^2 Acido idroclorico.

Sulle prime, e propriamente finchè il percloruro predomina, l'acido idroclorico si sviluppa; in seguito quando predomina l'ammoniaca, questa si combina coll'acido idroclorico risultante dalla reazione, per formare cloruro d'ammonio.

CLOROFOSFURO D'AZOTO

Liebig e Wöhler facendo agire il gas ammoniaco sul percloruro di fosforo, avevano ottenuto un composto, che differisce dal precedente, tanto per i caratteri, quanto per la composizione. Gladstone che ha ripreso ultimamente l'esame di tale sostanza, ha ottenuto gli stessi risultati, ma ha trovato più conveniente di prepararlo, riscaldando del percloruro di fosforo col doppio del suo peso di sale ammoniaco ben secco: sulle prime il miscuglio divien rosso per l'azione del calore, poi bruno, ed in fine si sublima. Per depurare il prodotto sublimato, si tratta con etere, che discioglie soltanto il clorosolfuro d'azoto, lascian-

do intatto il sale ammoniaco e le altre sostanze estranee. Evaporando la soluzione eterea, il composto cristallizza. Si può ancora separare il clorofosfuro d'azoto, distillando con acqua il prodotto sublimato: il clorofosfuro, essendo volatile, è trascinato dal vapore acquoso, e va a cristallizzare nel collo della storta.

I Chimici non sono d'accordo sulla composizione di tale sostanza, per modo che mentre Liebig, Wöhler e Gladstone la rappresentano colla formula $P^3Az^2Ch^5$, Laurent e Gérhardt propongono invece l'altra molto più semplice PCh^2Az. Quest'ultima ha inoltre il vantaggio di spiegare il modo di produzione del clorofosfuro d'azoto, che non si potrebbe intendere adottando la prima formula. Nella preparazione di tale sostanza, sia che si faccia agire direttamente il gas ammoniaco sul percloruro di fosforo col metodo impiegato da Liebig e Wöhler, sia che si riscaldi un miscuglio di percloruro di fosforo e di sale ammoniaco, come è stato praticato da Gladstone, la reazione si stabilisce sempre tra il percloruro e l'ammoniaca, la quale nel primo caso è allo stato libero, e nel secondo allo stato di combinazione coll'acido idroclorico; difatti si ha:

1 eq. Percloruro di fosforo	$PCh^5 =$	PCh^2	Ch^3
1 eq. Ammoniaca	$AzH^3 =$	Az	H^3
		PCh^2Az Clorofosfuro d' azoto	H^3Ch^3 Acido idroclorico.

Il clorofosfuro d'azoto è solido, e cristallizza in prismi rombici un poco volatili all'ordinaria temperatura, i quali si fondono a 110°, trasformandosi in un liquido, che bolle a 240°. È insolubile nell'acqua, solubile nell'alcole, nell'etere, nel cloroforme, nella benzina, e nell'essenza di trementina. Ridotto in vapore e riscaldato in contatto del gas idrogeno, dell'idrogeno solforato, o del vapor d'iodo, non si altera menomamente, e l'acido nitrico fumante non l'ossida che coll'aiuto del calore. All'incontro è decomposto dalle soluzioni di nitrato d'argento e di parecchi altri sali metallici, dalle soluzioni alcoliche di soda e di potassa, come pure da molti metalli alla temperatura del calor rosso. L'argento lo decompone anche per via umida, trasformandosi in cloruro.

BROMURI DI FOSFORO

Si conoscono due combinazioni del fosforo col bromo, le quali tanto per la preparazione, quanto per la formula corrispondono ai cloruri di fosforo. Se si mette del bromo in contatto di un eccesso di fosforo, si ottiene il tribromuro $= PBr^3$, il quale è liquido, ed in contatto di una maggior quantità di bromo si trasforma in perbromuro cristallizzato, che ha per formula PBr^5. I bromuri di fosforo decompongono l'acqua, come fanno i cloruri corrispondenti, formando acido idrobromico ed acido fosforoso, o fosforico, secondo che si adopera il tribro-

muro o il perbromuro. Quest'ultimo, lasciato in contatto dell'aria umida, si trasforma, secondo Gladstone, in un liquido scolorito, che bolle ad una temperatura poco maggiore di 170°, ed ha per formula PBr^3O^2. Questo composto è per conseguenza un *bromossido di fosforo* analogo al clorossido di Wurtz.

IODURI DI FOSFORO

L'iodo ed il fosforo si combinano facilmente, quando si fondono insieme; ma con questo metodo non si possono isolare de' composti definiti. Corenwinder è pervenuto ad ottenere de' prodotti cristallizzati e di una composizione costante, disciogliendo successivamente il fosforo e l'iodo nel solfuro di carbonio, e raffreddando artificialmente la soluzione. Il composto in tal caso cristallizza, e la sua composizione dipende dalle proporzioni impiegate; mentre l'eccesso dell'iodo o del fosforo resta disciolto nel solfuro di carbonio.

Biioduro $= PI^2$ — Si ottiene disciogliendo 2 equivalenti d'iodo e 1 di fosforo nel solfuro di carbonio. Cristallizza in prismi di grandi dimensioni, di color rosso aranciato, fusibili a 110°, e volatili ad una temperatura maggiore. Questa sostanza si altera in contatto dell'aria, e decompone l'acqua con produzione di acido idroiodico.

Triioduro $= PI^3$ — Si prepara disciogliendo 1 equivalente di fosforo e 3 d'iodo in una piccolissima quantità di solfuro di carbonio. Raffreddando la soluzione in un miscuglio di ghiaccio e sal marino, cristallizza il triioduro in lamine di figura esagona, di un bel color rosso carico, fusibili a 55° circa in un liquido, che raffreddandosi cristallizza in prismi molto allungati. Questo composto decompone l'acqua, formando acido idroiodico ed acido fosforoso.

Se si adopera una quantità d'iodo maggiore di quella che corrisponde al triioduro, l'eccesso resta allo stato libero, e cristallizza separatamente, di modo che non si forma un composto più iodurato del triioduro. Se invece s'impiega una quantità di fosforo maggiore di quella che corrisponde al biioduro, si forma anche in tal caso quest'ultima combinazione, e resta del fosforo allo stato libero. E se finalmente si disciolgono nel solfuro di carbonio delle proporzioni d'iodo e di fosforo intermedie tra quelle che servono a preparare il biioduro ed il triioduro, si formano questi due composti nello stesso tempo. Ciò sembra indicare che non possono esistere altri composti d'iodo e di fosforo, oltre i due già descritti.

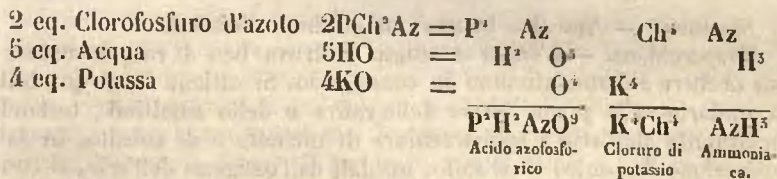
ACIDO AZOFOSFORICO

Questo acido pochissimo studiato sinora è stato ottenuto da Gladstone in questi ultimi tempi, esaminando i prodotti della decomposizione del clorofosfuro d'azoto precedentemente descritto, in contatto degli alcali.

Preparazione. — Quando si discioglie il clorofosfuro d'azoto in una

soluzione alcolica di potassa, di soda o di ammoniaca, esso si decompone immediatamente. Evaporando il liquido fino a secchezza, ridisciogliendo il residuo nell'acqua, e saturando l'alcali libero con un acido, si ottiene una soluzione, che non produce traccia di precipitato in contatto de' sali metallici, il che fa vedere che non contiene acido fosforico. Ma se si fa bollire il liquido, sia neutro sia acido, con un sale di sesquiossido di ferro, si forma immediatamente un precipitato bianco e fioccoso, che somiglia al fosfato di ferro per l'aspetto, ma ne differisce per essere insolubile negli acidi diluiti, ed intieramente solubile nell'ammoniaca. Questo precipitato è una combinazione di sesquiossido di ferro coll'acido azofosforico. Decomponendo l'azofosfato di ferro con una soluzione di potassa, si ottiene una soluzione di azofosfato di potassa, e resta del sesquiossido di ferro indisciolto. Il liquido alcalino, saturato per mezzo di un acido, e mescolato colle soluzioni de'sali di rame, di argento, di barite ec., produce per doppia decomposizione gli azofosfati corrispondenti, che si precipitano, essendo insolubili. L'acido libero si può ottenere, decomponendo il sale di barite per mezzo dell'acido solforico, ed evaporando la soluzione.

Gladstone attribuisce all'acido azofosforico, considerato allo stato anidro, la formula P^2AzO^5, alla quale Laurent e Gérhardt sostituiscono l'altra più probabile $P^2H^2AzO^9$. Secondo questi ultimi, l'acido azofosforico sarebbe tribasico, di guisa che gli azofosfati sarebbero rappresentati dalla formula generale $3MO+P^2H^2AzO^9$. Se si ammette la formula di Laurent e Gérhardt, s'intende senza difficoltà come la reazione degli alcali sul clorofosfuro d'azoto possa dare origine all'acido azofosforico:

2 eq. Clorofosfuro d'azoto	$2PCh^2Az$	=	P^2 Az		Ch^4	Az
5 eq. Acqua	$5HO$	=	H^2 O^5			H^3
4 eq. Potassa	$4KO$	=	O^4		K^4	
			$P^2H^2AzO^9$ Acido azofosforico		K^4Ch^4 Cloruro di potassio	AzH^3 Ammoniaca.

Proprietà. — Le proprietà di questo acido sono pochissimo conosciute; si sa soltanto che è una sostanza dotata di reazioni acide, deliquescente ed incristallizzabile, la quale, riscaldata colla potassa, sviluppa ammoniaca, e si trasforma in fosfato.

COMPOSTI CHE HANNO PER RADICALE L'ARSENICO

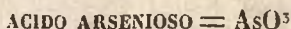
	Ossido d'arsenico	AsS^{18} . .	Persolfuro d'arsenico
AsO^3 . .	Acido arsenioso	AsH^3 . .	Arseniuro d'idrogeno
AsO^5 . .	Acido arsenico	$AsCh^3$. .	Tricloruro d'arsenico
As^6S . .	Sottosolfuro d'arsenico	$AsBr^3$. .	Tribromuro d'arsenico
AsS^2 . .	Bisolfuro d'arsenico	AsI^3 . .	Triioduro d'arsenico
AsS^3 . .	Trisolfuro d'arsenico	AsF^3 . .	Trifluoruro d'arsenico.
AsS^5 . .	Pentasolfuro d'arsenico		

OSSIDO D'ARSENICO

Sinonimi. — Sottossido d'arsenico.

L'arsenico, lasciato in contatto dell'aria, si ossida alla superficie, trasformandosi in una polvere nera. Talvolta questo cambiamento è superficiale, tal'altra si estende a tutta la massa, che in poco tempo si converte intieramente in ossido. La cagione di questa differenza non è conosciuta.

L'ossido d'arsenico si scinde col riscaldamento in arsenico ed in acido arsenioso; gli acidi lo trasformano negli stessi prodotti : l'acido arsenioso si discioglie, l'arsenico resta allo stato elementare in forma di polvere grigia. S'ignora la composizione quantitativa di quest'ossido, e per conseguenza la sua formula.

ACIDO ARSENIOSO $= AsO^3$

Sinonimi. — Arsenico bianco, ossido bianco d'arsenico.

Preparazione. — L'acido arsenioso si trova ben di raro in natura, ma occorre abbondantissimo in commercio. Si ottiene come prodotto secondario nella preparazione della zaffra e dello smaltino, tostando in contatto dell'aria i solfoarseniuri di nichelio e di coballo. In tale operazione l'arsenico ed il solfo, ossidati dall'ossigeno dell'aria, si convertono in acido arsenioso e solforoso. L'acido arsenioso si condensa ne' condotti interposti tra il fornello ed il cammino, mentre l'acido solforoso si sviluppa allo stato di gas.

Proprietà. — È solido, di color bianco latteo, vetroso nella frattura, di sapore aspro, e capace di volatilizzarsi col riscaldamento. Il vapore di questa sostanza non ha odore sensibile; ma quando incontra un carbone acceso, o altro corpo riduttore, si ripristina allo stato di arsenico elementare, e fa sentire l'odor d'aglio caratteristico di quest'ultimo corpo. Riscaldato alla temperatura del calor rosso nascente in vasi ermeticamente chiusi, si fonde in un vetro trasparente, il quale esposto all'aria umida, diviene a poco a poco bianco ed opaco, come la porcellana. Quest'alterazione comincia dalla superficie, e si propaga nell'interno della massa; per tal motivo l'acido arsenioso del

commercio si presenta in pezzi opachi alla superficie, e trasparenti nel centro. Il passaggio dell'acido arsenioso dallo stato trasparente allo stato opaco è favorito senza dubbio dalla presenza dell'aria, soprattutto se è umida ; ma non dipende dalla combinazione dell'acido arsenioso coll'acqua , come a primo aspetto si crederebbe. L'acido arsenioso è dimorfo , come appresso vedremo : le particelle dell'acido vetroso e quelle dell'acido opaco hanno le forme cristalline spettanti alle due modificazioni, e passano dall'una all'altra in differenti condizioni di temperatura , come si osserva ne' cristalli di solfo. Questi due stati differiscono ancora per la loro solubilità relativa. Bussy ha trovato che un litro d'acqua bollente discioglie circa 110 grammi di acido trasparente, mentre la stessa quantità di acido nella modificazione opaca richiede una quantità d'acqua quasi tripla per disciogliersi. Secondo Guibourt , la densità dell'acido trasparente è 3,7385, mentre quella dell'acido opaco è 3,699. Entrambi arrossano la tintura di laccamuffa ; ma l'acido trasparente agisce con maggior energia. Brame ha trovato un' altra differenza nel modo d'agire del vapor d'iodo, il quale mentre non ha azione sull'acido trasparente , colora l'acido opaco in bruno castagno. Col riscaldamento la modificazione opaca passa alla trasparente ; quest'ultima viceversa si trasforma nella prima all'ordinaria temperatura , e tali alterazioni hanno luogo , anche in presenza dell'acqua. Però facendo lungamente bollire con acqua l'acido opaco, esso si converte in acido trasparente , e quest'ultimo ripassa alla modificazione opaca, a misura che la soluzione si raffredda. Tale passaggio dall'una modificazione all'altra si opera ancora sotto l'influenza delle azioni meccaniche , a tal segno che riducendo in polvere l'acido trasparente , la sua solubilità diminuisce, e si trova ridotta a quella che è propria dell'altra modificazione.

L'acido arsenioso cristallizza, tanto per via di sublimazione , quanto per via di soluzione in ottaedri regolari. Wöhler ha trovato fra'prodotti dell' arrostimento de'minerali di nichelio e di cobalto dell'acido arsenioso cristallizzato in prismi esagoni derivanti da un prisma rombico ; ma s'ignorano le condizioni che determinano l'acido arsenioso a cristallizzare in questa forma. Il suo miglior dissolvente è l'acido idroclorico : una soluzione satura e calda abbandona col raffreddamento l' acido arsenioso allo stato opaco, e cristallizzato in ottaedri regolari. Il prodotto di tale operazione si presenta sempre in cristalli opachi, qualunque sia la modificazione dell'acido arsenioso primamente adoperata ; ma variano i fenomeni che accompagnano la cristallizzazione ne' due casi. Se si è disciolto dell'acido trasparente , nel cristallizzare si manifestano in seno del liquido delle strisce luminose ; se al contrario si è fatto uso di acido opaco , non si vede nulla d'inconsueto. Questa importante osservazione , fatta da Enrico Rose , dimostra che il fenomeno luminoso è dovuto al passaggio dell'acido arsenioso dallo stato trasparente allo stato opaco. Coll'azione del calore l'acido idroclorico, non solo discioglie , ma decompone ancora l'acido arsenioso , di guisa che distillando una soluzione di acido arsenioso nell'acido idroclorico , si forma del

cloruro d'arsenico, che si volatilizza, e se si fa arrivare dell'acido idroclorico gassoso in contatto dell'acido arsenioso in polvere, il gas viene assorbito con isviluppo di calore, e continuando, si ottiene in ultimo un liquido formato di due strati, di cui il superiore è una soluzione acquosa di acido idroclorico, e l'inferiore non è altra cosa che cloruro d'arsenico $AsCh^3$.

Secondo alcune sperienze del Selmi, l'iodo in contatto dell'acqua e dell'acido arsenioso, converte quest'ultimo in acido arsenico, e si trasforma in acido idroiodico. Concentrando il liquido, s'inverte la reazione: l'acido arsenico e l'acido idroiodico decomponendosi, rigenerano acido arsenioso e iodo allo stato libero.

ACIDO ARSENICO = AsO^5

Preparazione. — L' acido arsenico si può ottenere riscaldando l'acido arsenioso coll'acido azotico: quest'ultimo somministra al primo l' ossigeno occorrente per convertirlo in acido arsenico, e passa ad un grado d' ossidazione inferiore, i cui prodotti si sviluppano allo stato di biossido d' azoto e di acido ipoazotico. Pertanto, come l' acido arsenioso è appena solubile nell' acido azotico, la reazione sarebbe lentissima con tal mezzo, e per favorirla, invece di acido azotico puro, si adopera un miscuglio di acido azotico e di acido idroclorico. Si fanno bollire 4 parti di acido arsenioso con una di acido idroclorico d' una densità di 1,2, ed al miscuglio si aggiungono a poco a poco 12 parti di acido azotico della densità di 1,25. Si distilla il tutto in una storta di vetro, finchè abbia acquistato una consistenza di sciroppo, si versa il residuo in un crogiuolo di platino, e si riscalda all'aria libera ad una temperatura vicina a quella del calor rosso, per espellere ogni traccia di acido azotico.

Proprietà. — È una sostanza solida, bianca e sommamente caustica; arrossa vivamente la laccamuffa, e costituisce un acido molto energico, il quale coll' aiuto del calore scaccia tutti gli acidi volatili dalle loro combinazioni. È deliquescente, e per conseguenza solubilissimo nell'acqua; la sua soluzione, quando è molto concentrata, forma un liquido viscoso capace di cristallizzare, sebbene con immensa difficoltà. Col riscaldamento si fonde sul principio, poscia si decompone in ossigeno ed in acido arsenioso. L'acido solforoso lo fa passare allo stato di acido arsenioso. L'acido arsenico è isomorfo coll'acido fosforico nelle sue combinazioni cogli ossidi metallici, e l' esame delle forme degli arseniati e de'corrispondenti fosfati fornì a Mitscherlich il primo esempio delle relazioni che esistono tra la forma e la composizione de'corpi cristallizzati, d'onde poi ebbe origine l'importante dottrina dell' isomorfismo.

SOLFURI DI ARSENICO

L'arsenico forma col solfo cinque composti, due de' quali corrispondono alle combinazioni dello stesso radicale coll'ossigeno. Questi ultimi funzionano da acidi rispetto ai solfuri metallici, dando origine ad al-

trettanti composti salini, che corrispondono ai sali analoghi formati dalla combinazione degli ossiacidi dell'arsenico cogli ossidi metallici.

SOTTOSOLFURO = As^6S — Trattando il bisolfuro d'arsenico con una soluzione concentrata di potassa caustica, si precipita una sostanza di color bigio scuro, la quale riscaldata a 100° in contatto dell'aria, si accende, ed ha la composizione sopraindicata.

BISOLFURO = AsS^2 — Si trova nel regno minerale in cristalli trasparenti di color rosso bellissimo, ed è conosciuto coi nomi di *realgar* e di *risigallo*. Si forma ancora artificialmente, fondendo il solfo con un eccesso di arsenico o di acido arsenioso. Riscaldandolo in vasi chiusi, si fonde, e poscia si volatilizza, senza decomporsi; riscaldato all'aria libera, si trasforma in acido solforoso ed in acido arsenioso, che si volatilizzano.

TRISOLFURO = AsS^3 — Si conosce nelle arti col nome di *orpimento*. Nel regno minerale s' incontra il più delle volte cristallizzato in piccole masse lamellari di color giallo d'oro. Si prepara ancora artificialmente, facendo passare dell' idrogeno solforato in una soluzione di acido arsenioso. Il solfuro d'arsenico prodotto con tal mezzo non si precipita che parzialmente, essendo alquanto solubile nell'acqua pura; ma si separa immediatamente, se nella soluzione si versa qualche goccia di acido idroclorico.

L'orpimento è giallo, fusibile e volatile fuori del contatto dell'aria, senza decomposizione. Riscaldato all'aria libera, si decompone, trasformandosi in acido solforoso ed in acido arsenioso. Nella pittura ad olio viene adoperato come materia colorante.

PENTASOLFURO = AsS^5 — È una polvere insolubile di un color giallo più pallido di quello dell'orpimento, al quale somiglia in tutto il resto. Si prepara precipitando con idrogeno solforato una soluzione calda di acido arsenico.

PERSOLFURO = AsS^{18} — Precipitando con alcole una soluzione neutra di solfoarseniato di potassa, ed evaporando il liquido filtrato, col raffreddamento cristallizza il persolfuro d'arsenico in pagliuole gialle e risplendenti.

ARSENIURO D'IDROGENO = AsH^3

Sinonimi. — Idrogeno arseniato, idrogeno arsenicale, arseniuro triidrico.

Preparazione. — Questo gas, la cui scoperta è dovuta a Schéele, si ottiene riscaldando dell'arseniuro di zinco ridotto in polvere, col quadruplo o col quintuplo del suo peso di acido idroclorico concentrato: l'idrogeno proveniente dalla reazione dello zinco sull'acido idroclorico, si combina coll'arsenico allo stato nascente. Il miglior metodo per preparare l'arseniuro di zinco è quello di Soubeiran: esso consiste nel riscaldare in una storta di grès parti eguali di zinco granulato e di arsenico in polvere: i due corpi si combinano, ed il calore che sviluppano durante la combinazione basta a fondere l'arseniuro prodotto.

Proprietà. — L'arseniuro d'idrogeno è un gas senza colore, e di odore disgustosissimo. Raffreddato a —57°, si condensa in un liquido trasparente e scorrevole come l'etere, il quale non si solidifica nemmeno a 110° sotto zero, secondo Faraday; la sua densità allo stato gassoso è di 2,695. La sua azione sull'economia animale è delle più deleterie; perciò inspirato in piccola quantità, produce vertigini, nausea, vomito, e in dose maggiore la morte (1). Si può conservare in vasi chiusi e bene asciutti, senza che si alteri; ma in presenza dell'aria o anche dell'acqua comune, che tien sempre dell'aria disciolta, si decompone prontamente: l'arsenico si precipita, e l'idrogeno si unisce all'ossigeno dell'aria per formare acqua.

Coll'azione del calore l'arseniuro d'idrogeno si risolve nei suoi componenti. Acceso in contatto dell'aria, brucia con fiamma chiara, depositando dell'arsenico. Un miscuglio gassoso di arseniuro d'idrogeno e ossigeno brucia con esplosione all'accostarvi di un corpo acceso, ovvero facendovi passare a traverso una scintilla elettrica: se la quantità d'ossigeno impiegato non basta ad ossidare l'idrogeno e l'arsenico nel tempo stesso, il primo si trasforma in acqua e l'ultimo si precipita allo stato elementare; se invece l'ossigeno è in eccesso, si forma acqua e acido arsenioso. Il cloro infiamma questo gas, producendo acido idroclorico e arsenico, ovvero acido idroclorico, e cloruro d'arsenico, secondochè predomina l'arseniuro d'idrogeno o il cloro. Molte soluzioni metalliche assorbono questo gas, e danno origine a certi precipitati, la cui natura non è ben conosciuta. Sono in questo caso i sali d'argento, di mercurio, di rame, ec. I composti corrispondenti dell'azoto e del fosforo, cioè l'ammoniaca e il fosfuro d'idrogeno, agiscono in un modo analogo.

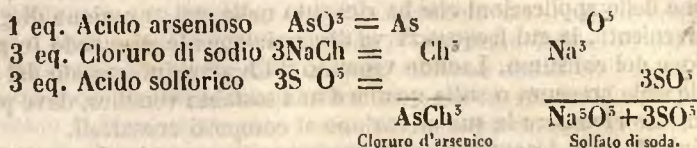
Secondo le indicazioni di Davy, si forma un altro composto di arsenico e idrogeno, quante volte nel decomporre l'acqua per mezzo della pila, si fa uso di arsenico come conduttore negativo: in tal caso l'idrogeno, invece di svilupparsi, resta combinato coll'arsenico. Il composto si stacca dal filo conduttore in fiocchi di color castagno. Gay-Lussac e Thénard ottennero lo stesso corpo, ed in abbondanza, disciogliendo nell'acqua l'arseniuro di potassio. Secondo le sperienze di Soubeiran, che per altro lasciano molto a desiderare, tale sostanza sarebbe composta di due equivalenti d'idrogeno ed uno di arsenico. Fuori del contatto dell'aria, come in un'atmosfera di azoto, può sopportare la temperatura del calor rosso nascente, senza alterarsi; ma riscaldato all'aria libera, si accende e brucia, trasformandosi in acqua ed in acido arsenioso.

CLORURI, BROMURI, IODURI E FLUORURI D'ARSENICO

CLORURO $= AsCl^3$ — L'arsenico in un'atmosfera di gas cloro si accende e brucia, come fa l'antimonio, trasformandosi in cloruro d'ar-

(1) Gehlen, distinto Chimico alemanno, avendo incautamente inspirato delle piccole quantità di questo gas, perì dopo nove giorni di orribili sofferenze.

senico. Nondimeno, per preparare questo composto, è preferibile il metodo di Dumas, che consiste nel distillare una mescolanza di acido arsenioso, acido solforico concentrato e sal marino fuso. Risultano dalla reazione di questi tre corpi solfato di soda, e cloruro di arsenico che si volatilizza:

1 eq. Acido arsenioso	$AsO^3 =$	As	O^3
3 eq. Cloruro di sodio	$3NaCh =$	Ch^3	Na^3
3 eq. Acido solforico	$3S\ O^3 =$		$3SO^3$
		$AsCh^3$	$Na^3O^3+3SO^3$
		Cloruro d'arsenico	Solfato di soda.

Il cloruro d'arsenico è un liquido bianco, trasparente, fumante in contatto dell'aria e velenosissimo; bolle a 132°, ed ha una densità di 2,1766. Messo in contatto dell'acqua, produce fenomeni diversi, a seconda delle proporzioni relative de' due liquidi: per disciogliere una parte di cloruro d'arsenico si richiedono almeno 18 parti d'acqua, e la soluzione si può diluire, finchè l'acqua stia al cloruro d'arsenico nel rapporto di 36: 1, senza che accada decomposizione, ma al di là di quest'ultimo limite, l'acqua ed il cloruro d'arsenico si decompongono reciprocamente, formando acido idroclorico ed acido arsenioso, che si precipita. Questo è un nuovo esempio dell'influenza che esercita il calorico ne' fenomeni chimici, il quale, come altrove abbiamo veduto, giunge in alcuni casi ad invertire l'ordine delle affinità; difatti a caldo acido arsenioso e acido idroclorico producono, per doppia decomposizione, acqua e cloruro d'arsenico; a freddo invece, per un'azione inversa della prima, acqua e cloruro d'arsenico formano acido idroclorico ed acido arsenioso.

Bromuro $= AsBr^3$ — Si prepara, secondo Serullas, combinando direttamente i suoi componenti. È solido a tutte le temperature inferiori a+20°, e cristallizza in lunghi prismi; fra 20° e 25° si fonde, e bolle a 220°. Esposto all'aria, spande vapori, e cade in deliquescenza. Disciolto in gran quantità d'acqua si decompone, trasformandosi in acido idrobromico ed in acido arsenioso.

Ioduro $= AsI^3$ — Per ottenerlo, si fondono in un matraccio a collo lungo e largo tre parti d'iodo ed una di arsenico: il composto in esame si sublima in lamine risplendenti di color rosso mattone. Si ottiene la stessa combinazione, facendo passare del gas idrogeno arsenicale in una soluzione alcolica d'iodo, finchè il liquido sia intieramente decolorato, e lasciando evaporare spontaneamente la soluzione ottenuta.

Fluoruro $= AsF^3$ — Si prepara distillando un miscuglio di acido arsenioso, acido solforico concentrato e fluoruro di calcio. È un liquido senza colore e fumante all'aria, che l'acqua trasforma in acido idrofluorico ed in acido arsenioso. Il vetro e tutti i composti che contengono della silice lo decompongono, formando fluoruro di silicio ed acido arsenioso.

Ricerca chimico-legale dell'arsenico—Parlando dell'arsenico, ho avvertito che questo metalloide non ha azione sull'economia animale, probabilmente in grazia della sua insolubilità; mentre invece i composti arsenicali sono tutti più o meno velenosi, ed anche in piccola quantità cagionano la morte. L'acido arsenioso è senza dubbio uno de' più potenti veleni minerali, e trovandosi molto diffuso in commercio in ragione delle applicazioni che ha ricevuto nelle arti, è cagione di gravi inconvenienti, la cui frequenza va disgraziatamente crescendo in proporzione del consumo. Laonde venendo il Chimico interrogato dal tribunale sulla presenza o sulla qualità d'una sostanza venefica, deve principalmente rivolgere la sua attenzione ai composti arsenicali.

Prima di tutto bisogna ritenere come norma generale che, nell'istituire saggi di questa natura, l'esistenza del veleno non si può stabilire con mezzi indiretti, come sono tutte quelle reazioni che danno per prodotto l'arsenico combinato ad altre sostanze, perchè, sebbene l'acido arsenioso produca un precipitato giallo coll'idrogeno solforato, un precipitato verde coi sali di rame, un precipitato rosso mattone coll'azotato d'argento ammoniacale ec., un operatore poco esercitato potrebbe confondere coi caratteri dell'arsenico certe reazioni analoghe prodotte da altre sostanze. Per la qual cosa è prudenza non attenersi a questi segni per dare un giudizio, o almeno a non servirsene che come semplici indizii capaci di suggerire delle pruove più convincenti. Il miglior criterio si ottiene riducendo l'arsenico allo stato elementare, ed esaminando i caratteri della materia ridotta. Questo saggio rende inutili tutti gli altri, e se al contrario vien trascurato, tutti gli altri riuniti non bastano ad indurre la convinzione necessaria in simili casi. Se l'arsenico esiste allo stato di acido arsenioso, come accade il più delle volte, la ripristinazione si può ottenere in un piccolo tubo di vetro, costringendo il vapore di acido arsenioso a passare sopra un pezzo di carbone arroventato: l'arsenico in tal caso si deposita tutto all'intorno sulla parete interna del tubo, e forma una specie di anello specchiante e di apparenza metallica a piccola distanza del carbone. L'esecuzione di questo metodo pertanto esige molte precauzioni, e richiede una certa abilità nello sperimentatore.

La maniera più facile per ottenere la ripristinazione dell'arsenico, è quella d'impiegare come corpo riduttore l'idrogeno nascente, invece del carbone. Tale operazione si fa comodamente per mezzo di un apparecchio elegantissimo immaginato da Marsh, il quale dipoi ha ricevuto da altri Chimici molti importanti miglioramenti. Il saggio dell'arsenico con questo metodo si fa, introducendo la sostanza sospetta con pezzi di zinco, acqua ed acido solforico in una boccia di vetro, alla quale è adattato un tubo, che termina in un'estremità capillare. L'idrogeno che si sviluppa per la reazione dell'acqua e dell'acido sullo zinco, se incontra un po'arsenico, vi si combina, e forma arseniuro d'idrogeno. Infiammando il getto gassoso che scaturisce dall'apparecchio, ed immergendo nella fiamma una lastra di vetro, o meglio ancora una tazza di porcellana, vi si forma un deposito di arsenico, che genera una mac-

chia di color grigio e di apparenza metallica. Tale reazione è di una sensibilità veramente prodigiosa, e si possono con essa scoprire tracce di arsenico così piccole, che sfuggirebbero a qualunque altro mezzo. Si è osservato di fatti che sottoponendo all'apparato di Marsh un liquido che non contiene più d'un milionesimo del suo peso di acido arsenioso, si ottengono de'segni così manifesti, da non lasciar dubbio sull'esistenza del veleno, e che qualche indizio di macchie arsenicali si comincia diggià a manifestare, anche quando la proporzione dell'acido arsenioso non oltrepassa un mezzo milionesimo. Ciò non ostante si è osservato, che i composti di antimonio, e talune sostanze organiche danno coll'apparecchio di Marsh certe macchie oscure, che a primo aspetto si potrebbero confondere con quelle prodotte dall'arsenico; ma basta fare sulle macchie ottenute qualcheduno de'saggi che vado a descrivere, per eliminare ogni dubbio. Le macchie carbonose prodotte dalle sostanze organiche esistenti nel liquido sottoposto al saggio, si distinguono facilmente dalle macchie arsenicali ed antimoniali, perchè resistono all'azione dell'acido azotico freddo, mentre le ultime spariscono non appena toccate con tale agente. Le macchie di arsenico, riscaldate con acido azotico si disciolgono, ed evaporando la soluzione, lasciano un residuo, sul quale versando una goccia di azotato d'argento, si forma una macchia di color rosso composta di arseniato di argento. Le macchie antimoniali, sottoposte alla stessa esperienza, non producono nessun coloramento. Si possono ancora distinguere le macchie d'arsenico da quelle prodotte dall'antimonio, trattandole con una soluzione d'ipoclorito di soda, che discioglie l'arsenico e lascia intatto l'antimonio; anzi si possono per mezzo di tale reagente separare le due sostanze, se mai si trovassero mescolate insieme. Finalmente si conosce un altro metodo, che si raccomanda tanto per la sua semplicità, quanto per la sicurezza delle sue indicazioni: esso è fondato sull'osservazione seguente. Se in contatto della limatura di zinco si riscalda una soluzione fortemente alcalina d'antimonio, quest'ultimo si precipita allo stato elementare, e si sviluppa del gas idrogeno perfettamente puro, in cui non si può scoprire la più piccola traccia d'idrogeno antimoniale. Se invece si discioglie una traccia di acido arsenioso in una soluzione concentrata di potassa, e si riscalda il liquido in contatto della limatura di zinco, l'idrogeno che si sviluppa è molto ricco d'idrogeno arsenicale. Lo sviluppo, a dire il vero, non è così abbondante da permettere di accendere il getto gassoso, e fare il saggio di Marsh, ma si può riconoscere facilmente la presenza dell'arsenico, esponendo all'azione del gas una striscia di carta bagnata con una soluzione di nitrato d'argento, che in contatto dell'idrogeno arsenicale si annerisce, mentre non prova nessun cambiamento, se l'idrogeno è puro.

Lo zinco e l'acido solforico del commercio spesse volte contengono qualche vestigio di arsenico o di antimonio, il che potrebbe indurre in errore. Non è raro difatto incontrare dello zinco che produce delle macchie coll'apparato di Marsh; ma se ne trova anche di quello che non ne dà il menomo indizio; così pure dell'acido solforico. In gene-

rale lo zinco laminato è sempre più puro di quello in pezzi, perchè laddove contenesse arsenico, sarebbe troppo fragile per potersi ridurre in lamine.

In tali ricerche è essenzialissimo evitare la presenza delle materie organiche, non tanto per le macchie carbonose che possono produrre, quanto perchè lo sviluppo gassoso produce nel liquido una schiuma abbondante, la quale complica l'esperienza, e sovente ne rende impossibile l'esecuzione. Perciò come il più delle volte le materie sospette sono esse stesse corpi di origine vegetabile o animale, è d'uopo, pria di procedere alla ricerca dell'arsenico, distruggere tutta la materia organica, riscaldando la sostanza in contatto di corpi ossidanti, in modo per altro che l'arsenico non possa volatilizzarsi. A tal fine sono stati proposti diversi metodi. Orfila consiglia di ossidare la sostanza coll'acido nitrico, altri col nitro. Danger e Flandin preferiscono di carbonizzarla, riscaldandola ad una temperatura incapace di volatilizzare l'arsenico con $\frac{1}{6}$ o $\frac{1}{6}$ del suo peso di acido solforico concentrato. Il residuo carbonoso che si ottiene va trattato coll'acido nitrico, o coll'acqua regia, ed il liquido evaporato. Meglio ancora sarebbe mescolare tale residuo con nitro e carbonato di soda, e far cadere a piccole porzioni per volta il miscuglio in un crogiuolo di platino bene arroventato. Per tal modo ogni traccia di materia organica resta distrutta, ed il residuo decomposto con acido solforico concentrato, finchè siasi evaporata ogni traccia di acido azotico o azotoso, può venir sottoposto immediatamente al saggio di Marsh.

La disposizione più comoda per ottenere la riduzione dell'arsenico coll'apparecchio di Marsh è quella rappresentata dalla *fig. 37*. La boccia a collo largo A è chiusa con turacciolo di sughero traversato da due tubi *b* e *c*. Il primo ha un centimetro circa di diametro interno, e scende sino al fondo della boccia. Il secondo, molto più stretto del primo, è piegato ad angolo retto, e porta una pallina verso la parte media della branca orizzontale. Questo tubo comunica con un altro più largo pieno d'amianto o di cotone, il quale termina in un tubo capillare *d*. Facendo uso dell'apparecchio di Marsh, giova interporre sul passaggio del gas un tubo lungo 3 decimetri almeno, pieno d'amianto o di cotone, per ritenere le gocciole della soluzione, che il gas suole trascinare meccanicamente. Trascurando tale avvertenza, si otterrebbero delle macchie di ossisolfuro di zinco, che un occhio poco esercitato potrebbe confondere colle macchie arsenicali. Così disposto l'apparecchio, s'introducono nella boccia dei pezzi di zinco laminato, dell'acqua in modo che chiuda l'estremità del tubo *b*, ed in ultimo dell'acido solforico. Si aspetta finchè l'aria della boccia sia stata espulsa dal gas idrogeno che si sviluppa, e poscia si accende il getto gassoso, che scaturisce dall'estremità capillare del tubo *d*. Se lo zinco e l'acido solforico di cui si fa uso, non contengono, nè arsenico, nè antimonio, la fiamma del gas è di color giallo, e non produce macchie di sorta sui corpi freddi. Nel caso contrario è bianca verso la sommità, e produce delle macchie metalliche. Per far questo saggio, s'immerge nella fiamma una tazza o altro oggetto di por-

cellana o pure di vetro, tenendolo a piccola distanza dall'apertura capillare del tubo, nel modo indicato dalla *fig. 38.* Se dopo reiterate prove non si manifesta indizio alcuno, nè di arsenico, nè di antimonio, si possono adoperare con sicurezza lo stesso apparato e gli stessi corpi per fare il saggio sulle materie sospette. Queste si potranno introdurre per mezzo del tubo *b* nell'interno della boccia, e se ripetendo sulla fiamma gli stessi saggi di prima, si ottiene una macchia grigia di apparenza metallica, si può ammettere che le sostanze sottoposte all'esperienza contenevano arsenico o antimonio.

Allorquando gl'indizii ottenuti per mezzo delle macchie lasciano qualche incertezza sull'esistenza del veleno, Berzelius e Liebig raccomandano di riscaldare fortemente il tubo per cui il gas si sviluppa, perchè allora tutto l'arsenico si deposita in questo stesso tubo a piccola distanza dal luogo riscaldato, e si accumula in quantità tale da escludere ogni dubbio. A tal fine si dà all'apparecchio di Marsh la disposizione indicata dalla *fig. 39.* Il Perito, ottenuto che ha per tal modo delle macchie, ovvero un residuo sospetto, non deve contentarsi di questo semplice risultato; ma è nel dovere di esaminare attentamente le proprietà del corpo raccolto, e se è veramente arsenico, gli sarà facile verificare che si volatilizza col riscaldamento, tramandando un odore agliaceo; che riscaldato in un tubo aperto, si trasforma in una polvere bianca e cristallina formata di acido arsenioso; che riscaldato con acido azotico, o meglio con acqua regia, si discioglie trasformandosi in acido arsenico; che quest'ultima soluzione, evaporata a secco in una cassulina di porcellana, lascia un residuo, sul quale versando una goccia di azotato neutro d'argento, si forma una macchia di color rosso mattone. Finalmente dopo aver sottomessa la sostanza a queste prove, potrà isolare nuovamente l'arsenico allo stato elementare. Per riuscirvi basterà mescolare il saggio con flusso nero, prosciugare il miscuglio a dolce calore, e riscaldarlo in un piccolo tubo di vetro chiuso da una parte. L'arsenico in tal modo si riduce, e si condensa sulla interna superficie del tubo in forma di un anello metallico di color grigio di acciaio.

Quando l'acido arsenioso è stato propinato allo stato di polvere, la ricerca dell'arsenico è molto più facile, perchè in tal caso le particelle del veleno si trovano per lo più aderenti alla mucosa del ventricolo, ed è facile separarle, sia meccanicamente, sia lavando le pareti dello stomaco con una soluzione non molto concentrata di potassa. Ma se l'avvelenamento è stato prodotto da una soluzione di acido arsenioso, sulle pareti dello stomaco non si trova nessuna traccia di veleno, massime se l'individuo, prima di morire, fosse stato soccorso con emetici e con acqua calda, che hanno lavato le prime vie. In tal caso bisogna cercare il veleno negli organi, ov'è stato trasportato per assorbimento, e soprattutto nel fegato, nella milza, e se è possibile nell'urina. Talvolta il sospetto dell'avvelenamento, non essendosi manifestato che a capo di più mesi dopo la morte, per lo stato di sfacelo in cui trovasi il cadavere, non è possibile separare i diversi organi, che sono stati distrutti dalla putrefazione; ma è necessario esaminare tutto ciò che resta del cada-

vero, ed anche la terra circostante. In questi casi la piccola quantità di arsenico che era stata assorbita, si trova disseminata in una massa così grande di materia, che non è sperabile di poterla scoprire coi mezzi ordinarii; ma bisogna prima eseguire delle operazioni preliminari dirette a distruggere ogni traccia di materia organica, ed a concentrare il veleno in un piccolissimo volume di liquido. Si raggiunge il primo intento, triturando la sostanza con nitro e carbonato di soda, e facendo poi deflagrare il miscuglio a poco per volta in un crogiuolo rovente. Si decompone il prodotto ottenuto, versandovi un eccesso di acido solforico concentrato, e riscaldando moderatamente il liquido acido che ne risulta, finchè sia cessato lo sviluppo de' vapori di acido azotico ed ipoazotico. Dall'altra parte si dispone un apparecchio simile a quello rappresentato dalla *fig. 40*, il quale si compone di tre parti diverse: A, boccia a tre gole della capacità di circa 10 litri, *bc* tubo di vetro della lunghezza di circa mezzo metro pieno di cotone, destinato a ritenere qualche traccia della soluzione, che il gas potrebbe trascinare sviluppandosi; D, tubo di Liebig contenente una soluzione di tricloruro d'oro. S'introducono de' pezzi di zinco e dell'acqua nella boccia A, poi per mezzo del tubo verticale *e* si versa il liquido acido di sopra indicato, a piccole porzioni per volta: il gas idrogeno che si sviluppa è obbligato a passare nella soluzione di tricloruro d'oro, e se contiene idrogeno arsenicale, l'arsenico resta nel liquido allo stato di acido arsenioso, mentre si precipita una corrispondente quantità di oro allo stato metallico. Finita l'operazione, tutto l'arsenico si trova concentrato nella piccola quantità di liquido contenuto nel tubo di Liebig D. Precipitando con acido solforoso l'oro del cloruro impiegato in eccesso, e filtrando, si ottiene un liquido del tutto scolorito, il quale contiene tutto l'arsenico allo stato di acido arsenioso, e si può sottoporre immediatamente alla prova di Marsh. Volendo rendere il saggio più sensibile, si potrebbe concentrare il liquido anzidetto e ridurlo ad un volume così piccolo, da poterlo introdurre nell'apparecchio in una sola volta. Non debbo per altro omettere di avvertire che queste specie di ricerche sono delle operazioni delicatissime, che possono facilmente indurre in errore uno sperimentatore poco esercitato, per la gran quantità de' reagenti che bisogna impiegare. Per la qual cosa, volendo essere sicuri del risultato ottenuto, non basta accertarsi della purezza delle sostanze adoperate, saggiandole alla maniera ordinaria; ma è necessario prendere delle quantità di nitro, di acido solforico, di zinco, di tricloruro d'oro eguali, o anche maggiori di quelle che bisognerà impiegare per fare il saggio, e sottoporle allo stesso trattamento che abbiamo indicato, per vedere se danno indizio di macchie arsenicali; nel caso negativo si potranno adoperare con sicurezza lo stesso nitro, lo stesso acido solforico, lo stesso zinco, lo stesso tricloruro d'oro, ed anche gli stessi vasi e lo stesso apparecchio, in cui sono state fatte le prime sperienze.

COMPOSTI CHE HANNO PER RADICALE L'ANTIMONIO

Sb^3O^4. . .	Sottossido d'antimonio	$SbCh^3$ . .	Tricloruro d'antimonio
SbO^3 . . .	Acido antimonioso	$SbCh^5$ . .	Percloruro d'antimonio
SbO^4 . . .	Acido ipoantimonico	$SbCh^3S^2$.	Clorosolfuro d'antimonio
SbO^5 . . .	Acido antimonico	SbO^2Ch .	Ossicloruro d'antimonio
SbS^3 . . .	Trisolfuro d'antimonio	$SbBr^3$ . .	Tribromuro d'antimonio
SbS^5 . . .	Persolfuro d'antimonio	SbI^3 . . .	Triioduro d'antimonio
SbS^2O. . .	Ossisolfuro d'antimonio	SbF^3 . . .	Trifluoruro d'antimonio.
SbH^3? . . .	Antimoniuro d'idrogeno		

OSSIDI E ACIDI DELL'ANTIMONIO

Si ammettono quattro composti di ossigeno ed antimonio, comunemente conosciuti coi nomi di *sottossido d'antimonio*, *ossido d'antimonio*, *acido antimonioso* ed *acido antimonico*. Il primo ha per formula Sb^3O^4, e probabilmente corrisponde al sottossido d'arsenico, il secondo SbO^3 corrisponde all'acido arsenioso, col quale è isomorfo; per tal ragione ho cambiato il nome di *ossido d'antimonio* in quello di *acido antimonioso*, e chiamerò *acido ipoantimonico* il composto della formula SbO^4, che ordinariamente va distinto col nome di *acido antimonioso;* difatto la sua composizione corrisponde a quella dell' acido ipoazotico, ipoclorico, ipoiodico, e non già a quella degli acidi azotoso, cloroso, fosforoso, ec. L'acido antimonico è analogo all'acido arsenico, e contiene com'esso, cinque equivalenti di ossigeno per uno di radicale.

Sottossido d'antimonio $= Sb^3O^4$ — Si forma alla superficie de' pezzi d'antimonio lasciati all'aria umida. Si ottiene ancora quando si decompone l' acqua per mezzo della pila, impiegando l' antimonio come conduttore positivo. Finalmente si ottiene, secondo Marchand, un prodotto puro, decomponendo per mezzo della pila una soluzione concentrata di tartaro emetico ordinario: il sottossido in questo caso si deposita al polo positivo.

Questo prodotto per l' azione degli acidi o del calore si scinde facilmente in antimonio ed in acido antimonioso.

Acido antimonioso $= SbO^3$ — L'acido antimonioso si trova in natura, ed è conosciuto dai Mineraloghi col nome di *antimonio ossidato;* ma fino a questi ultimi tempi è stato un corpo rarissimo. Da pochi anni in qua ne sono state trovate delle miniere molto ricche nella provincia di Costantina, d'onde si ritrae in grande abbondanza. Questo minerale talvolta si presenta in masse composte di filamenti capillari, di splendore micaceo e adamantino, la cui forma primitiva è un prisma rombico appartenente al sistema rettangolare, ed in tale stato ha una densità di

5,22 a 5,30; tal altra costituisce delle masse saccaroidi, granose e compatte formate di cristalli ottaedrici d'una densità di 5,56. L'acido antimonioso è per conseguenza un corpo dimorfo, come l'acido arsenioso, e ciascuna delle sue modificazioni è isomorfa con una delle due modificazioni dell'acido arsenioso. I corpi in cui concorrono queste due condizioni, si chiamano *corpi isodimorfi*.

Si conoscono diversi metodi per prepararlo artificialmente. I due seguenti sono preferibili a tutti gli altri.

1° Si fa bollire per alcuni minuti l'ossicloruro di antimonio (polvere dell'Algarotti) in una soluzione di carbonato di soda, si raccoglie il deposito sopra un filtro, quindi si lava e si prosciuga. L'acido antimonioso così preparato si accende quando vien riscaldato all'aria libera, e continua ad ardere, come farebbe l'esca, trasformandosi in acido ipoantimonico.

2° Si riscalda l'antimonio ad un'alta temperatura in una corrente d'aria, e si raccoglie l'acido antimonioso che si sublima. Così ottenuto, si presenta cristallizzato in lunghi aghi risplendenti, che venivano altra volta adoperati in medicina col nome di *fiori argentini d'antimonio.*

L'acido antimonioso è bianco, fusibile prima del rosso nascente in un liquido giallastro, che spande un denso vapore all'aria, e raffreddandosi si rappiglia in una massa cristallina ed asbestiforme. È affatto insolubile nell'acqua; ma si discioglie nelle soluzioni degli alcali caustici, soprattutto col riscaldamento, e quando il liquido si raffredda, si deposita quasi tutto cristallizzando. L'idrogeno, il carbone, il solfo lo riducono coll'aiuto del calore allo stato elementare. Il più delle volte funziona da acido, combinandosi con le basi, ed i sali che forma, sono isomorfi con gli arseniti corrispondenti; talvolta ancora si combina con gli acidi, per formare de'composti instabilissimi, che l'acqua stessa decompone. Combinandosi coll'acqua, forma un idrato della formula $HO+SbO^3$.

L'acido antimonioso ottenuto artificialmente è dimorfo, come quello naturale, e prende or l'una or l'altra delle due forme cristalline, a seconda del metodo impiegato nella sua preparazione. I cristalli ottenuti per sublimazione sono sempre de' prismi, mentre invece quelli che si depositano da una soluzione bollente di soda caustica, sono, secondo Mitscherlich, degli ottaedri regolari. Pare da ciò che la cagione del dimorfismo sia anche in questo caso la temperatura, e vi sono delle ragioni tratte dalla diversa giacitura delle due modificazioni naturali, per credere che esse si siano formate in condizioni analoghe a quelle in cui si ottengono le artificiali.

Acido ipoantimonico $= SbO^4$ — Quest'acido si ottiene facilissimamente allo stato anidro, riscaldando l'antimonio coll'acido nitrico, e calcinando il nitrato basico che risulta da tale reazione. Alcuni Chimici considerano l'acido ipoantimonico come combinazione di acido antimonico ed acido antimonioso; e difatti le soluzioni alcaline deboli lo decompongono, producendo un antimoniato solubile, e lasciando dell'acido antimonioso per residuo; ma bisogna osservare che l'acido ipoazotico, l'acido ipoiodico, ed in generale tutti gli acidi della formula RO^4

hanno la stessa tendenza a scindersi in RO^5 ed in RO^3 in contatto delle basi.

È bianco, insipido, insolubile nell'acqua, infusibile, fisso ed indecomponibile al fuoco, senza l'intervento di altre sostanze. Allo stato d'idrato arrossa debolmente la carta di laccamuffa, e si discioglie nell'acido idroclorico, nella potassa e nella soda caustiche.

Acido antimonico $= SbO^5$ — Per preparare l'acido antimonico anidro, si discioglie l'antimonio nell'acqua regia, si evapora il liquido, si versa sul residuo dell' acido azotico concentrato, e si calcina per sceverarlo da quest'ultimo, avvertendo di non riscaldare il prodotto sino al punto di decomporlo. L' acido idrato si ottiene, decomponendo con un acido l'antimoniato di potassa, preparato calcinando una parte d' antimonio in polvere e quattro di nitro. Si ottiene un prodotto della stessa composizione, trattando con acqua il percloruro d'antimonio. Secondo Fremy, quest' ultimo, sebbene isomero col primo, ne differisce per la capacità di saturazione, e per distinguerlo propone di chiamarlo *acido metantimonico*. L'acido antimonico, secondo lo stesso Chimico, satura un solo equivalente di base, mentre l'acido metantimonico ne prende due per formare un sale neutro.

L'acido antimonico è di color giallastro allo stato anidro, bianco quando è combinato coll'acqua,ed in quest'ultimo caso arrossa debolmente la carta di laccamuffa. È insipido, insolubile nell'acqua e negli acidi, tranne l'idroclorico, da cui l'acqua lo precipita in fiocchi bianchi. Si discioglie altresì nella potassa e nella soda caustiche. Riscaldato fortemente, perde ossigeno, e si converte in acido ipoantimonico.

SOLFURI D'ANTIMONIO

Trisolfuro $= SbS^3$ — Di questo composto si conoscono almeno due modificazioni isomere differentissime pe' loro caratteri, comechè aventi la stessa composizione elementare. Si trova abbondantissimo in filoni ne' terreni primitivi. Il solfuro nativo è solido, risplendente, di color grigio azzurro, più fusibile dell' antimonio, e cristallizzato confusamente in aghi. Riscaldato in vasi chiusi non si altera; resta pure senz'alterarsi in contatto dell'aria atmosferica e del gas ossigeno alla temperatura ordinaria; ma riscaldato in presenza di questi corpi, si trasforma in acido solforoso ed in acido antimonioso. L'idrogeno ed il carbone decompongono questo solfuro ad una temperatura elevata: nel primo caso si forma idrogeno solforato, nel secondo solfuro di carbonio, e resta l'antimonio allo stato libero. L' acido idroclorico concentrato discioglie questo solfuro con isviluppo d'idrogeno solforato, e produzione di tricloruro d' antimonio. L'acido azotico lo trasforma in una combinazione di acido solforico e acido antimonioso.

Si ottiene un solfuro d'antimonio dotato de' caratteri e della composizione del precedente, fondendo insieme solfo ed antimonio. Facendo

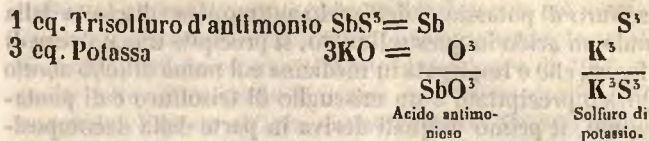
al contrario passare idrogeno solforato in una soluzione di acido antimonioso, si precipita una polvere di color rosso aranciato, la cui composizione non differisce per niente da quella del composto mentovato, e si conduce allo stesso modo quando si tratta cogli stessi agenti chimici.

Il trisolfuro d'antimonio si combina talvolta come solfobase, ma più spesso fa l'ufficio di solfoacido. Nel regno minerale s'incontrano molti solfosali regolarmente cristallizzati, in cui il solfuro d'antimonio si trova combinato co' solfuri di argento, di rame, di piombo, di ferro e di zinco. Comunque preparato, il trisolfuro d'antimonio si altera profondamente quando si riscalda cogli alcali caustici. L'esame di tale reazione e de' prodotti che ne derivano ha lungamente occupato le investigazioni de' più celebri Chimici, e però sembrami necessario doverne in questo luogo discorrere minutamente.

Chermes minerale — Se si fa bollire per qualche tempo il trisolfuro d'antimonio con una soluzione di carbonato di potassa, il solfuro acquista un color rosso cupo e si discioglie in gran parte nella soluzione alcalina. Quest'ultima filtrata mentre è ancor calda, deposita raffreddandosi, un precipitato voluminoso di color rosso fosco, conosciuto da lungo tempo col nome di *Chermes minerale*. Si prepara eziandio il chermes minerale, trattando il solfuro d'antimonio nativo con una soluzione di potassa caustica. Così ottenuto è gelatinoso, ed ha il calore e l'apparenza dell'idrato di sesquiossido di ferro, per cui riesce difficile lavarlo perfettamente. Alcuni lo preparano per via secca, fondendo insieme in un crogiuolo una parte di carbonato di potassa con due di solfuro d'antimonio nativo, e trattando la massa ottenuta coll'acqua bollente.

Molte analisi di questo preparato furono fatte in diversi tempi da abilissimi Chimici, e tutte si accordano a dimostrare che esso è un composto di solfuro d'antimonio, acido antimonioso, solfuro di potassio ed acqua. Ciò non ostante i componenti mentovati vi si trovano in propoporzioni variabilissime, dimodochè le opinioni dei Chimici furon per molto tempo divise, se bisognava riguardare il chermes come una combinazione chimica di queste sostanze, o piuttosto come un miscuglio di esse in proporzioni variabili; ma Enrico Rose ha finalmente deciso la quistione in favore dell'ultima ipotesi. Avendo questo Chimico assoggettato il chermes ottenuto coi processi ordinarii all'osservazione microscopica, lo trovò formato di alcune masse brune e granellose di solfuro d'antimonio, fra le quali potè nettamente distinguere una sostanza bianca e trasparente, cristallizzata ora in prismi esagoni, ora in aghetti sottili. Questa sostanza era acido antimonioso, ed in alcuni casi si mostrava abbondantissima, in altri molto scarsa, il che spiega non solo perchè tutte le analisi del chermes vi hanno dimostrato la presenza dell'acido antimonioso, ma ancora perchè la proporzione di quest'ultima sostanza si mostra tanto variabile. Rose spiega la formazione del chermes nella maniera seguente. Il carbonato di potassa, decomposto dal solfuro d'antimonio per mezzo del calore, perde l'acido carbonico: una porzione di potassa ed una porzione di solfuro d'antimo-

nio si decompongono reciprocamente, per formare solfuro di potassio e acido antimonioso :

$$\begin{array}{llcc}
\text{1 eq. Trisolfuro d'antimonio} & SbS^3 = & Sb & S^3 \\
\text{3 eq. Potassa} & 3KO = & O^3 & K^3 \\
\hline
 & & SbO^3 & K^3S^3 \\
 & & \text{Acido antimonioso} & \text{Solfuro di potassio.}
\end{array}$$

Questa reazione d'altronde, non essendo che parziale, resta non decomposta una parte del trisolfuro d'antimonio e dell'alcali impiegato, e però il miscuglio contiene due corpi funzionati da basi in soluzione nel liquido, cioè la potassa ed il solfuro di potassio, ed indisciolti due altri corpi funzionati da acidi, cioè l'acido antimonioso ed il solfuro d'antimonio. I due primi reagendo sui secondi, vale a dire la potassa sull'acido antimonioso, ed il solfuro di potassio sul solfuro d'antimonio, disciolgono gran quantità di entrambi, che poi col raffreddamento del liquido si depositano insieme, perchè la solubilità dell'acido antimonioso nella potassa, e del trisolfuro d'antimonio nel solfuro di potassio, che è grandissima a caldo, è quasi nulla alla temperatura ordinaria. Ond'è che il trisolfuro e l'acido antimonioso, depositandosi nello stesso tempo, ma separatamente, dal liquido raffreddato, producono delle masse distinte discernibili al microscopio pel colore e per la cristallizzazione.

Da ciò che precede si deduce, che la quantità di acido antimonioso contenuta nel chermes sarà tanto maggiore, per quanto minore è la quantità di potassa che il liquido contiene, e viceversa. Le sperienze di Rose hanno inoltre stabilito che si può ottenere del chermes, in cui nè l'osservazione microscopica, nè l'analisi chimica indicano traccia di acido antimonioso, impiegando per prepararlo poco solfuro d'antimonio e gran quantità di carbonato di potassa. In tal caso si ottiene in vero, un prodotto molto scarso, ma è del tutto scevro di acido antimonioso, perchè l'eccesso dell'alcali impedisce la precipitazione di quest' ultimo e lo ritiene disciolto, anche dopo il raffreddamento del liquido alcalino. In generale si può stabilire che impiegando molto alcali e poco solfuro, si ottiene poco chermes, che contiene poco o punto acido antimonioso, e che all'opposto con poco alcali e molto solfuro, si ha un prodotto abbondante, e ricco di acido antimonioso. Indipendentemente dalle due sostanze mentovate, Rose ha trovato ancora nel chermes una piccola quantità di un solfosale, composto di solfuro di potassio e persolfuro d'antimonio$=KS+SbS^5$, o sia solfoantimoniato di potassio. Questo composto, conosciuto ancora col nome di *sale di Schelippe*, contiene molt'acqua di cristallizzazione. La composizione adunque del sale di Schelippe non lascia nessun dubbio sull'origine dell'acqua e del solfuro alcalino trovati nel chermes da tutti i Chimici, che ne hanno fatta l'analisi.

Rose avendo esaminato inoltre la composizione del liquido alcalino,

che rimane dopo la precipitazione del chermes, vi ha trovato una quantità considerevole di solfoantimoniato di potassa, o sale di Schelippe, del carbonato alcalino indecomposto, del solfuro d'antimonio tenuto in soluzione dal solfuro di potassio, e dell'acido antimonioso disciolto dalla potassa. Versando un acido in questo liquido, si precipita una polvere di color rosso di fuoco, che è impiegata in medicina col nome di *solfo dorato d'antimonio*. Questo precipitato è un miscuglio di trisolfuro e di pentasolfuro d'antimonio, il primo de'quali deriva in parte dalla decomposizione del solfuro di potassio che lo teneva disciolto, ed in parte dalla reazione dell'idrogeno solforato prodotto sull'acido antimonioso esistente nel liquido. Il pentasolfuro nasce dalla decomposizione del sale di Schelippe.

Ossisolfuro d'antimonio $= SbS^2O$ — Si trova nel regno minerale in cristalli capillari del colore e dell'aspetto del chermes, motivo per cui viene ancora chiamato *chermes nativo*.

Quando si arrostisce il solfuro d'antimonio in contatto dell'aria atmosferica, si volatilizza il solfo a poco a poco, trasformandosi in acido solforoso, e nel tempo stesso una quantità equivalente di ossigeno si fissa nel composto. Tenendo lungamente la massa in fusione in un vaso di terra, il solfuro d'antimonio, oltre all'ossigeno che assorbe dall'aria, toglie ancora della silice e dell'ossido di ferro al vaso in cui si fa l'esperienza, e forma quel preparato, che nelle farmacie porta il nome di *vetro d'antimonio*, il quale, secondo un'analisi di Soubeiran, contiene: antimonio 78,6, ossigeno 14,3, solfo 0,5, silice 4,5, sesquiossido di ferro 3,2. Del resto le proporzioni de'componenti debbono variare moltissimo, a seconda della durata dell'operazione e di altre circostanze; ond'è che questi ossisolfuri artificiali non si posson considerare come composti a proporzioni definite.

Quatrisolfuro $= SbS^4$ — Per prepararlo, si discioglie nell'acido idroclorico l'acido ipoantimonico, e si fa passare nella soluzione una corrente di gas idrogeno solforato.

Corrisponde all'acido ipoantimonico per la sua composizione. È di color rosso di minio, come il trisolfuro artificiale, al quale somiglia per tutti gli altri caratteri.

Persolfuro$=SbS^5$—È di color giallo arancio, ma un poco più chiaro di quello del solfuro precedente, e si prepara trattando coll'idrogeno solforato l'acido antimonico idrato, o pure il percloruro di antimonio.

CLORURI, BROMURI, IODURI E FLUORURI D'ANTIMONIO

Tricloruro $= SbCh^3$ — Il tricloruro d'antimonio si prepara distillando un miscuglio intimo di antimonio in polvere e di sublimato corrosivo, ovvero di sublimato e di trisolfuro d'antimonio. In tale operazione il cloruro d'antimonio distilla, mentre resta nella storta del mercurio metallico, ovvero del solfuro di mercurio, a seconda che si è impiegato l'antimonio o il solfuro. Si ottiene ancora questo cloruro, eva-

porando a secchezza il liquido che si risulta come prodotto secondario dalla reazione dell'acido idroclorico sul solfuro d'antimonio nella preparazione dell'idrogeno solforato.

Questo composto, conosciuto ordinarlamente col nome di *butirro d'antimonio*, è bianco, semitrasparente, eccessivamente caustico, grasso all'aspetto, fusibile ad una temperatura minore di 100° in un liquido, il quale bolle ad un grado di calore inferiore a quello dell'ebollizione del mercurio. Esposto all'aria, si risolve in un liquido denso e trasparente, attirandone l'umidità; ma se vi si aggiunge una certa quantità di acqua, si decompone immediatamente, formando un abbondante deposito bianco, che si chiama comunemente *polvere dell'Algarotti*, ed è un ossicloruro di antimonio.

Ossicloruro $= SbO^2Ch$ — Ho creduto dover parlare in questo luogo dell'ossicloruro d'antimonio, per far notare l'analogia di composizione che ha col composto precedente, potendosi riguardare come il ridetto tricloruro, in cui due equivalenti di cloro sono sostituiti da due equivalenti d'ossigeno.

Ho detto di già che questo composto si prepara decomponendo con acqua il tricloruro d'antimonio. Si può ancora ottenere cristallizzato, lasciando per più giorni la polvere d'Algarotti in seno dello stesso liquido in cui si è prodotta. La massa diminuisce di volume a poco a poco, e si converte in piccoli cristalli bianchi e risplendenti, i quali, secondo l'analisi di Malaguti, hanno la composizione di sopra indicata.

Quatricloruro $= SbCh^4$ — Non è conosciuto che allo stato di soluzione nell'acido idroclorico, e si ottiene trattando con quest'ultimo l'acido ipoantimonico idrato, finchè sia compiutamente disciolto in un liquido giallognolo.

Percloruro $= SbCh^5$ — Questo composto si forma quando si riscalda dell'antimonio nel gas cloro. È un liquido senza colore, o leggermente giallastro, di odore disgustosissimo, e fumante all'aria. Aggiungendovi molt'acqua, il miscuglio si riscalda, e si precipita dell'acido antimonico idrato, mentre nel liquido rimane dell'acido idroclorico.

Clorosolfuro $= SbCh^3S^2$ — Questo composto scoperto da Cloëz, si ottiene introducendo del percloruro d'antimonio in una storta tubulata, e facendovi passare dell'idrogeno solforato: il gas viene assorbito con innalzamento di temperatura, si sviluppa dell'acido idroclorico gassoso, e nel tempo stesso il percloruro liquido si trasforma a poco a poco in una massa solida e cristallina, che ha la composizione sopraindicata.

Il clorosolfuro d'antimonio si fonde ad una bassa temperatura; riscaldato fortemente, si decompone, scindendosi in solfo ed in tricloruro. Esposto all'aria secca, non si altera; ma all'aria umida si liquefà, trasformandosi in un liquido giallo. Se si mette in contatto dell'acqua, si decompone immediatamente, e si precipita un miscuglio di ossicloruro d'antimonio e di solfo allo stato molle. L'acido idroclorico agisce come l'acqua; ma se è in grande eccesso, l'ossicloruro da prima precipitato si ridiscioglie, e resta soltanto il solfo indisciolto. La soluzione d'acido

tartarico agisce in un modo del tutto diverso, precipitando del solfuro d'antimonio di color giallo ranciato misto ad acido antimonioso.

Bromuro $=SbBr^3$ — Cristallizza in aghi senza colore e deliquescenti. A 90° si fonde, ed a 270° bolle. L'acqua lo decompone, precipitandone una polvere bianca, la composizione della quale è probabilmente analoga a quella dell'ossicloruro d'antimonio già descritto. Per prepararlo si combina l'antimonio col bromo, e allorchè la combinazione è saturata di antimonio, si distilla a dolce calore.

Joduro $=SbI^3$ — È di un bel color rosso, volatile, e capace di cristallizzare. Si prepara come il composto precedente.

Fluoruro $=SbF^3$ — *Preparazione.* — Tale composto si ottiene disciogliendo dell'acido antimonioso nell'acido idrofluorico di concentrazione media, in modo peraltro che nel liquido rimanga un leggiero eccesso di acido idrofluorico. Durante la reazione il miscuglio si riscalda, e se si evapora la soluzione ottenuta in un crogiuolo di platino ad una temperatura di 70° a 90°, si ottiene il fluoruro d'antimonio in cristalli voluminosi.

Proprietà. — I cristalli di questa sostanza sono scoloriti e trasparenti, ed hanno per forma fondamentale un rombottaedro. Lasciati in contatto dell'aria, ne assorbono facilmente l'umidità e si decompongono parzialmente, trasformandosi in un composto insolubile, che è un ossifluoruro. Essi non emettono vapori in contatto dell'aria, hanno un sapore, che sulle prime è fortemente acido, poi stittico, e si disciolgono nell'acqua, senza decomporsi, anche quando s'impiega quest'ultima in gran quantità; nondimeno se si fa evaporare la soluzione ottenuta, giunta ad un certo grado di concentrazione, lascia depositare un ossifluoruro allo stato di polvere insolubile. Il fluoruro di antimonio, riscaldato in una storta, in gran parte distilla, senza aver subito nessuna alterazione; ma come residuo lascia sempre una quantità più o meno grande di acido antimonioso, che secondo ogni probabilità, deriva dalla decomposizione del fluoruro d'antimonio adoperato, in contatto di qualche traccia d'acqua, che il composto cristallizzato contiene quasi sempre, essendo oltremodo deliquescente. Hückiger che ha ripreso l'esame dei fluoruri d'antimonio, non ha potuto ottenere i composti SbF^4 e SbF^5 ammessi da Berzelius, e crede che essi non esistano. Secondo lo stesso Chimico, il fluoruro d'antimonio si combina coi fluoruri di potassio, di sodio, di litio e di ammonio, formando de'composti a proporzioni definite, solubili nell'acqua e ben cristallizzati.

COMPOSTI CHE HANNO PER RADICALE IL CARBONIO

CO . . . Ossido di carbonio
C^2O^3 . . Acido ossalico
CO^2 . . Acido carbonico
$COCh$. Acido clorocarbonico
CS^2 . . Bisolfuro di carbonio
C^4Ch^2. . . Sottocloruro di carbonio
C^4Ch^4. . . Protocloruro di carbonio
C^4Ch^6. . . Sesquicloruro di carbonio
C^2Ch^4. . . Bicloruro di carbonio.

OSSIDO DI CARBONIO = CO

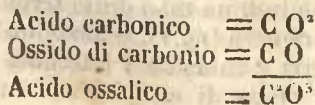
Questo composto non è stato mai trovato in natura, ma è sempre un prodotto dell'arte.

Preparazione. —Esso si ottiene, tanto disossidando parzialmente l'acido carbonico, quanto costringendolo a combinarsi con una quantità di carbonio eguale a quella che già contiene. Si conoscono perciò diversi metodi per prepararlo.

1° Se si riscalda fortemente, in una storta di ferro o di grès, un miscuglio di polvere di marmo e limatura di ferro, l'acido carbonico, che si sviluppa per la decomposizione del primo, cede al ferro metà dell'ossigeno che contiene, sicchè il ferro si ossida, e l'acido carbonico si trasforma in ossido di carbonio.

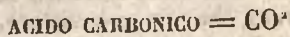
2° Esponendo ad un forte grado di calore un miscuglio intimo di marmo e carbone ordinario, entrambi ben polverizzati, si ottiene ancora dell'ossido di carbonio, perchè l'acido carbonico del marmo sviluppandosi, incontra il carbone fortemente riscaldato, e vi si combina. In ambi i casi peraltro il gas ottenuto non è perfettamente puro, ma contiene delle quantità variabili di acido carbonico sfuggito alla decomposizione, dal quale è facile sceverarlo, agitandolo con una soluzione di potassa.

3° Finalmente vi è un metodo più semplice suggerito da Dumas, il quale consiste nel riscaldare in un palloncino di vetro un miscuglio di acido ossalico cristallizzato e di acido solforico in eccesso. L'acido ossalico è un ossiacido idrato, che non può esistere, se non combinato coll'acqua. L'acido solforico s'impadronisce di quest'acqua, per la quale ha un'affinità fortissima, e mette in libertà l'acido ossalico anidro $=C^2O^3$, e questo non potendo esistere in tale stato, si decompone, trasformandosi in un miscuglio gassoso formato di volumi eguali di acido carbonico ed ossido di carbonio. Difatto l'acido carbonico e l'ossido di carbonio, presi insieme, rappresentano la composizione dell'acido ossalico anidro :

Acido carbonico $= C\,O^2$
Ossido di carbonio $= C\,O$
Acido ossalico $= C^2O^3$

Agitando il miscuglio gassoso con una soluzione di potassa, l'acido carbonico viene assorbito, e resta intatto l'ossido di carbonio.

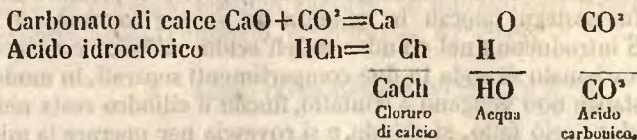
Proprietà. — L'ossido di carbonio è un gas senza colore, senza odore e senza sapore, insolubile nell'acqua, e dannoso alla respirazione. Introdotto ne' polmoni, anche mescolato a gran quantità d'aria, produce gli effetti più funesti, agendo principalmente sul sistema nervoso. Ciò spiega perchè coloro che restano, anche per poco, in vicinanza del carbone non bene acceso, provano vertigini, mal di capo, e per un tempo maggiore, asfissia, cui segue non di rado la morte. La fiamma pallida traente all'azzurro, colla quale comincia ad ardere il carbone di legno, è dovuta alla combustione del gas ossido di carbonio che si forma da principio. Questo gas non altera i colori organici, non ha reazioni acide, e non si combina, nè cogli acidi, nè colle basi. Ha una densità di 0,9728, e contiene metà del suo volume di gas ossigeno.

La stabilità dell' ossido di carbonio è grandissima, però non si decompone col riscaldamento, qualunque sia il grado di calore impiegato. Riscaldato coll'ossigeno, vi si combina, trasformandosi in acido carbonico; la stessa azione spiega sulla più gran parte degli ossidi, riducendoli allo stato metallico. Passando a traverso una soluzione di cloruro d'oro, ne precipita il metallo ridotto, anche alla temperatura ordinaria, e si converte in acido carbonico. Accostandovi un lume acceso s'infiamma, e brucia con fiamma azzurra a spese dell'ossigeno dell'aria, trasformandosi in acido carbonico. Leblanc ha trovato che questo gas ha la proprietà singolare di combinarsi col sottocloruro di rame Cu^2Ch, di guisa che facendo passare dell' ossido di carbonio in una soluzione di sottocloruro di rame nell'acido idroclorico o nell'ammoniaca, il gas viene assorbito con grande avidità, senza che si precipiti cosa alcuna, anzi la soluzione fatta coll'acido idroclorico non viene più precipitata, nè dall'acqua, nè dall'alcole; ma se si fa bollire, o si espone nel vuoto della macchina pneumatica, sviluppa tutto il gas che aveva assorbito. Sebbene il Chimico precitato non fosse riuscito ad isolare il composto che si forma in tal caso, ha potuto stabilire che esso si forma in rapporti determinati, e che per ogni equivalente di sottocloruro di rame, resta assorbito un equivalente di ossido di carbonio.

ACIDO CARBONICO $= CO^2$

L' acido carbonico esiste allo stato libero nell'aria atmosferica, e si sviluppa abbondantemente dai terreni vulcanici in molte regioni del globo. Allo stato di combinazione fa parte de' carbonati nativi, trai quali quello di calce è il corpo più abbondante della natura.

Preparazione. — Per ottenere l'acido carbonico immediatamente, ed in grande abbondanza, s'introduce del marmo ridotto in piccoli pezzi in una boccia a due gole, munita di un tubo dritto terminato in imbuto, e di un tubo doppiamente ricurvo (*fig. 1*). Si mette un poco d'acqua, nella boccia in modo che arrivi a chiudere l' estremità inferiore del primo tubo, e si versa per mezzo di esso dell'acido idroclorico. Il

marmo, composto di calce ed acido carbonico, si decompone successivamente in contatto del liquido acido: il suo acido carbonico si sviluppa allo stato gassoso; mentre la calce combinandosi cogli elementi dell'acido idroclorico, forma acqua e cloruro di calcio:

Carbonato di calce	$CaO + CO^2 =$	Ca	O	CO^2
Acido idroclorico	$HCh =$	Ch	H	
		CaCh Cloruro di calcio	HO Acqua	CO^2 Acido carbonico.

Quando si giudica che tutta l'aria contenuta nell'apparecchio è stata espulsa, si raccoglie l'acido carbonico che si sviluppa, in vasi pieni di acqua alla maniera ordinaria.

Proprietà. — Alla temperatura comune l'acido carbonico è un gas senza colore, di odore leggermente irritante e di sapore acidulo; arrossa debolmente la tintura di laccamuffa, estingue i corpi in combustione, e fa perire gli animali. Secondo le sperienze di Leblanc, coll'acido carbonico estratto dai carbonati, per dare la morte ad un cane, si richiede che l'aria ne contenga 30 per cento del suo volume; ma basta a produrre lo stesso effetto una quantità molto più piccola, se è stato ottenuto dalla combustione del carbone. In quest' ultimo caso l'azione deleteria esercitata dall'acido carbonico pare dovuta in gran parte all'ossido di carbonio, che simultaneamente si forma, bastando $\frac{1}{2}$ per cento di questo gas per far perire un animale. Forse anche, più dell'ossido di carbonio, vi contribuisce un gas non ancora conosciuto, il quale si sviluppa dal carbone non bene acceso, ed è cagione di quell'odore spiacevole a tutti noto, che tramanda il carbone quando comincia a bruciare.

La densità dell' acido carbonico è di 1,5291, e per conseguenza molto maggiore di quella dell'aria, circostanza che permette di travasarlo da un recipiente in un altro, come se fosse un corpo liquido. Agitandolo con una soluzione di calce (acqua di calce), esso resta assorbito, il liquido diventa lattiginoso, e lascia precipitare una sostanza bianca consistente in carbonato di calce. Se l'acido carbonico è in eccesso rispetto all'acqua di calce, non si forma precipitato alcuno, o per dir meglio, il precipitato sulle prime prodotto si ridiscioglie, perchè il carbonato di calce, insolubile nell'acqua, è solubilissimo nelle soluzioni di acido carbonico. Siccome nelle analisi qualitative l'acqua di calce è adoperata come reagente, per iscoprire la presenza dell'acido carbonico libero, bisogna tener conto di tale proprietà, per non esser tratto in errore. Questo acido, sebbene dotato di affinità debolissima per le basi, gode di una grande stabilità: alla temperatura ordinaria nessun corpo conosciuto lo decompone; ad un alto grado di calore il carbone e pochi metalli soltanto lo trasformano in ossido di carbonio, togliendo ad esso la metà del suo ossigeno; tutti gli altri corpi non vi spiegano azione di sorta.

Compresso fortemente e raffreddato al tempo stesso, si condensa in un liquido senza colore, e dotato di proprietà notevolissime. L'acido carbonico liquido si prepara oggigiorno in gran quantità per mezzo di un apparato molto ingegnoso, immaginato da Thilorier. Tale apparato si compone di due grossi cilindri di ferro A e B. (*fig. 41*). Il primo è sospeso sopra due sostegni laterali in maniera da potersi capovolgere, occorrendo. S'introducono nel cilindro A dell'acido solforico concentrato e del bicarbonato di soda in due compartimenti separati, in modo che le due sostanze non vengano a contatto, finchè il cilindro resta nella stessa posizione: ciò fatto, si chiude, e si rovescia per operare la mistione dell'acido col bicarbonato. L'acido carbonico che si forma, non potendosi sviluppare, è obbligato a comprimersi, e finalmente si liquefà. Per separare l'acido carbonico liquido dal solfato di soda prodotto, si mette il primo cilindro A in comunicazione col secondo B, mediante il tubo *c*. Raffreddato questo secondo cilindro all'esterno, si effettua una specie di distillazione: l'acido contenuto nel cilindro A passa tutto quanto nel cilindro B, che fa l'ufficio di recipiente rispetto al primo. Iniettando l'acido carbonico liquido per mezzo d'un tubo capillare in una specie di scatola metallica coperta di piccoli fiori, porzione di tal liquido si evapora rapidamente, passando allo stato gassoso, ed un'altra porzione si solidifica.

La tensione dell'acido liquido è grandissima, anche a basse temperature. Secondo Mitchell, a 0° è capace di fare equilibrio ad una pressione di 36 atmosfere; a 8°,3 di 45 atmosfere; a 19° di 68 atmosfere; a 30° di 75, il che basta per fare intendere lo sforzo enorme che l'acido carbonico liquefatto deve esercitare contro le pareti del cilindro in cui è rinchiuso, e la resistenza che quest'ultimo deve opporre per contenerlo. Ciò spiega il tragico avvenimento accaduto nella scuola di Farmacia di Parigi nel 1843. Qualche momento prima che si adunassero gli uditori, si ruppe con orribile esplosione il cilindro di ferro che conteneva l'acido carbonico condensato: i suoi pezzi colpirono nelle gambe l'assistente, che in seguito ne morì, e danneggiarono la vicina parete. Oggigiorno gli apparati per condensare l'acido carbonico non si costruiscono più di ferro fuso, la cui fragilità può esporre a gravi pericoli lo sperimentatore e gli astanti in caso di esplosione; ma si fanno invece di ferro dolce.

L'acido carbonico liquido è trasparente e senza colore, non miscibile all'acqua, ma solubile in ogni proporzione nell'alcole, nell'etere, nella nafta, nell'essenza di trementina e nel solfuro di carbonio. Le variazioni di volume che hanno luogo in questo liquido per i cambiamenti di temperatura sono molto straordinarie, dilatandosi 5 volte più di quello che farebbe un gas nelle stesse condizioni. L'acido carbonico liquido non presenta caratteri acidi, e somiglia piuttosto ad un olio essenziale. Secondo Regnault, bolle a — 78°,2 sotto la pressione atmosferica. Allo stato solido è una sostanza bianca e leggiera come l'amido, la quale esposta all'aria, si evapora lentamente, producendo un freddo intensissimo corrispondente a 80° sotto 0°. Accelerando l'evapora-

zione per mezzo del vuoto, si ottiene un freddo di — 93°; e se si bagna coll'etere, e poi si fa evaporare il miscuglio nel vuoto della macchina pneumatica, la temperatura si abbassa fino a — 110°. Se si fonde l'acido carbonico solido in un tubo, e poi si fa nuovamente solidificare, si converte secondo Faraday, in una sostanza trasparentissima e scolorita come il ghiaccio, fusibile a — 57° circa.

ACIDO CLOROCARBONICO = COCh.

Questo composto si può riguardare come acido carbonico, in cui metà dell'ossigeno è sostituita dal cloro. Per conseguenza ha coll'acido carbonico lo stesso rapporto di composizione che l'acido clorosolforico coll'acido solforico.

Preparazione. — Si ottiene esponendo all'azione de'raggi solari un miscuglio di ossido di carbonio e gas cloro a volumi eguali.

Proprietà. — È un gas senza colore, di odore irritante e sgradevole, che promuove le lacrime. Arrossa fortemente la tintura di laccamuffa, e si decompone in presenza dell'acqua, producendo acido carbonico ed acido idroclorico. Messo in contatto con le basi, non vi si combina, ma decomponendosi, genera un cloruro ed un carbonato.

ACIDO OSSALICO = C^2O^3

Quest'acido si trova in molte piante del genere *oxalis*, d'onde trasse il suo nome, allo stato di sale acido di potassa, ed in varii licheni allo stato di ossalato di calce. S'incontra ancora, sebbene di raro, nel regno minerale combinato con alcune basi.

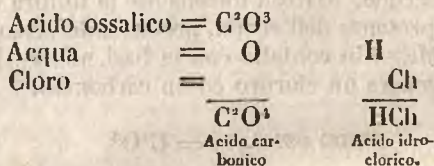
L'acido anidro non è stato peranche isolato, e probabilmente non può esistere allo stato libero. Combinato coll'acqua, forma due idrati, che cristallizzano entrambi: l'uno racchiude tre equivalenti d'acqua, ed è quello che cristallizza in seno di una soluzione acquosa. La sua formula è HO, C^2O^3+2Aq. Riscaldato perde i due equivalenti d'acqua di cristallizzazione, e si trasforma in $HO+C^2O^3$. L'equivalente d'acqua che contiene quest'ultimo non si può espellere, se non per mezzo di una base che prenda il suo posto.

Preparazione. — Nelle arti si estrae talvolta l'acido ossalico dal sugo de' vegetabili che ne contengono, precipitandolo con acetato di piombo, e decomponendo l'ossalato che si forma con idrogeno solforato. Più spesso però si prepara artificialmente, ossidando coll'acido azotico certe sostanze organiche, come sono lo zucchero, l'amido, il legno, ec. La reazione è molto energica, ed è accompagnata da sviluppo di acido carbonico e di vapori nitrosi. Concentrando la soluzione a consistenza sciropposa, l'acido cristallizza col raffreddamento. Le proporzioni più convenienti sono di una parte di zucchero per 8 $\frac{1}{4}$ di acido azotico a 1,38 di densità.

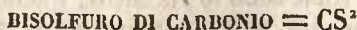
Proprietà. — L'acido ossalico ordinario HO,C^2O^3+2Aq, cristallizza in lunghi prismi bianchi e trasparenti, i quali messi in contatto col-

l'acqua, fanno udire un leggiero strepito, e si disciolgono in 8 parti e mezzo d'acqua fredda. Nell'alcole sono meno solubili che nell'acqua. L'acido ossalico è un acido energico, e forma colla calce un sale del tutto insolubile nell'acqua, ma solubile nella maggior parte degli acidi. Per tal ragione l'acido ossalico e gli ossalati precipitano non solo l'acqua di calce, ma ancora tutti i sali di calce solubili. Nelle analisi qualitative si utilizza questa proprietà per iscoprire la presenza de' sali calcarei, e si adopera come reagente l'ossalato d'ammoniaca.

Riscaldando l'acido ossalico, esso prima si fonde nell'acqua di cristallizzazione, poi ad una temperatura maggiore, in parte si decompone ed in parte si sublima; l'acido sublimato ritiene un solo equivalente d'acqua, che vi fa le veci di base, ed ha per formula $HO+C^2O^3$. L'acido solforico concentrato, come ho già fatto notare, decompone l'acido ossalico, trasformandolo in acido carbonico ed in ossido di carbonio. Il cloro non l'altera allo stato secco, ma in soluzione nell'acqua lo decompone, producendo acido carbonico e acido idroclorico:

Acido ossalico	=	C^2O^3	
Acqua	=	O	H
Cloro	=		Ch
		C^2O^4 Acido carbonico	HCh Acido idroclorico.

L'acido ossalico, sebbene meno ossigenato dell'acido carbonico, lo supera di gran lunga per l'affinità che ha per le basi, tanto che scaccia non solo l'acido carbonico dalle sue combinazioni, ma molti altri acidi ancora più energici. Negli altri ossiacidi si osserva il contrario: il composto che contiene maggior quantità d'ossigeno è ordinariamente quello che manifesta un'attrazione più forte per le basi. La solubilità dell'acido ossalico molto maggiore di quella dell'acido carbonico, e l'essere il primo un corpo solido alla temperatura ordinaria, mentre l'ultimo è gassoso, sono due circostanze che fino ad un certo punto spiegano tale anomalia.

Il carbonio e l'ossigeno formano ancora altri composti, oltre quelli di cui ho fatto menzione, come sono gli acidi mellitico, croconico, mesossalico, ec., nondimeno tali sostanze si allontanano talmente dai corpi inorganici per l'origine, per la composizione e per le proprietà, che l'esame di essi spetta senza dubbio alla chimica organica.

BISOLFURO DI CARBONIO = CS^2

Sinonimi. — Solfido carbonico, acido solfocarbonico.

Preparazione. — Il carbone arroventato brucia nel vapore di solfo, come fa nel gas ossigeno, trasformandosi in bisolfuro di carbonio, composto in cui l'ossigeno dell'acido carbonico è sostituito da una quantità equivalente di solfo. Per ben riuscire in tale operazione, si dispone

un fornello di figura rettangolare, sul quale è situato un tubo di porcellana pieno di pezzi di carbone, in un piano leggermente inclinato (*fig. 42*). Quindi s'introduce del solfo a piccoli pezzetti per volta, e si chiude il tubo con un tappo di sughero: il solfo prima si fonde, poi si volatilizza, ed il vapore passando sul carbone rovente, vi si combina, producendo del solfuro di carbonio, che va a condensarsi in una boccia piena d'acqua e comunicante coll'altra estremità del tubo di porcellana. Il solfuro di carbonio greggio preparato con questo metodo ritiene una gran quantità di solfo in soluzione, e si presenta in forma di un liquido di color giallo. Distillato con precauzione ad una bassa temperatura, abbandona tutto il solfo libero che contiene, e diventa fluidissimo e senza colore. Quando si vogliono preparare grandi quantità di bisolfuro di carbonio, si fa uso dell'apparecchio di Brunner (*fig. 45*), il quale differisce dal precedente in ciò che la combustione del carbonio nel vapore di solfo, invece di farsi in un tubo, ha luogo in una storta di grès, nella quale si può introdurre una quantità di carbone molto maggiore. Il solfo s'introduce per mezzo d'un tubo verticale *b* di grès o di porcellana, che scende sino al fondo della storta A.

Proprietà.—Allo stato puro è un liquido perfettamente bianco e trasparente, come l'acqua. Il suo sapore è acre e bruciante, l'odore fetidissimo, e ricorda quello dell'idrogeno solforato. Messo in contatto dell'aria, si evapora rapidamente; bolle a 45°, e non si solidifica a 110° sotto zero. La sua densità allo stato liquido è di 1,263; quella del suo vapore è di 2,67. All'accostarvi d'un corpo in combustione, esso si accende e seguita a bruciare con fiamma azzurra, producendo acido carbonico ed acido solforoso. L'alcole, l'etere, gli olii fissi e gli olii volatili lo disciolgono facilmente. Il solfo si discioglie in abbondanza nel solfuro di carbonio, e la soluzione evaporandosi spontaneamente, deposita il solfo cristallizzato in rombottaedri, come il solfo nativo. Certi metalli, come il potassio, il ferro, il rame ec., lo decompongono col riscaldamento: il solfo si combina col metallo, trasformandolo in solfuro, mentre il carbonio resta isolato. Il cloro umido trasforma il bisolfuro di carbonio in un corpo cristallino, fusibile e volatile, che ha l'apparenza della canfora. Il cloro secco decompone lentamente il solfuro di carbonio, trasformandolo in un liquido giallo di odore irritante, il quale contiene CSCh, ed è al bisolfuro di carbonio ciò che l'acido clorocarbonico è all'acido carbonico.

Il solfuro di carbonio è un solfoacido, che si combina colle solfobasi, come l'acido carbonico colle ossibasi. I composti che risultano da tale combinazione son conosciuti col nome di *solfocarbonati*.

CLORURI DI CARBONIO

Le formule C^2Ch, CCh, C^2Ch^3, CCh^2 comunemente adottate per rappresentare la composizione de' cloruri di carbonio, possono servire soltanto ad esprimere il rapporto de' loro componenti, ma non già il numero delle molecole semplici, che essi racchiudono. Tali composti de-

rivano dalla decomposizione di certe materie organiche sotto l'influenza del cloro, che si sostituisce in quantità equivalente all'idrogeno di esse, ed i prodotti che nascono da tali reazioni appartengono allo stesso tipo delle sostanze generatrici. Conformemente a tale principio adotteremo le formule C^4Ch^2, C^4Ch^4, C^4Ch^6, C^2Ch^4.

Sottocloruro$=C^4Ch^2$—Si ottiene facendo passare molte volte di seguito il protocloruro allo stato di vapore a traverso un tubo di vetro rovente. Il protocloruro perde la metà del cloro che contiene, e si trasforma in sottocloruro, che cristallizza nella parte meno calda del tubo. I cristalli ottenuti si possono separare per mezzo dell'etere.

Protocloruro$=C^4Ch^4$—Si ottiene distillando il sesquicloruro di carbonio con una soluzione alcolica di solfuro di potassio, ovvero decomponendolo al calor rosso; tuttavia il primo metodo è preferibile al secondo.

È un liquido trasparente, il quale bolle a 71°, e coll'azione d'un forte riscaldamento si risolve in cloro ed in sottocloruro di carbonio.

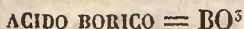
Sesquicloruro$=C^4Ch^6$—Si ottiene esponendo all'azione diretta dei raggi solari, in una boccia piena di gas cloro, certi corpi organici, come l'idroclorato di cloreterene $=C^4H^4Ch^2$, o l'etere idroclorico$=C^4H^5Ch$. Il cloro viene assorbito; parte s'impiega a togliere l'idrogeno, formando acido idroclorico, e parte sostituendosi all'idrogeno del corpo organico, converte quest'ultimo in sesquicloruro.

È una sostanza solida, cristallina, trasparente, insipida e senza colore; il suo odore aromatico somiglia a quello della canfora. Riscaldato a 182°, bolle e si sublima cristallizzando; ad un grado di calore più forte si decompone in cloro e protocloruro. È insolubile nell'acqua, sia fredda, sia calda; si discioglie per altro facilmente nell'alcole, nell'etere e negli olii. Riscaldato col gas idrogeno, si decompone: il cloro forma acido idroclorico, ed il carbonio resta libero. Anche i metalli lo decompongono col riscaldamento, trasformandosi in cloruri.

Bicloruro $= C^2Ch^4$ — Questo composto si prepara, esponendo all'azione del cloro e de' raggi solari, tanto l'etere metilo-idroclorico $=C^2H^3Ch$, quanto il gas delle paludi$=C^2H^4$. In ambi i casi, il cloro si sostituisce all'idrogeno del corpo organico, formando acido idroclorico e bicloruro di carbonio.

È un liquido senza colore, trasparente e di odore irritante, che bolle a 78° e si volatilizza senza decomporsi. La sua densità è di 1,599, e non è decomposto dagli alcali caustici.

COMPOSTI CHE HANNO PER RADICALE IL BORO

BO^3	Acido borico	BF^3	Fluoruro di boro
BS^3	Solfuro di boro	$BO^3H^3F^3$.	Acido fluoborico
BCh^3 . . .	Cloruro di boro	BHF^4 . . .	Acido idrofluoborico.

ACIDO BORICO = BO^3

Il boro non si combina che in una sola proporzione coll'ossigeno, ed il composto che forma è l'acido borico.

Preparazione. — Raramente occorre di dover preparare questo acido, trovandosi abbondantemente in natura, e soprattutto in alcuni luoghi delle Maremme toscane. Ivi di tratto in tratto s'incontrano delle fessure alla superficie del suolo, da cui scaturisce con impeto un getto di vapore acquoso, la cui temperatura è per lo meno quella dell'acqua bollente. I gas che si sviluppano da tali aperture, chiamate comunemente *soffioni*, son composti di vapor d'acqua, acido carbonico e idrogeno solforato con qualche traccia di acido borico. Condensando il vapore che scaturisce dai soffioni, si ha un liquido, che contiene appena 3 millesimi di questo acido. L'acido borico è per se stesso un corpo fisso; ma mescolato al vapore acquoso, si volatilizza, il che spiega la presenza dell'acido borico ne'vapori de'soffioni. Si fa passare adunque tal vapore a traverso l'acqua, la quale si carica di acido borico; e quando la soluzione è discretamente concentrata, si lascia evaporare in vasi di piombo poco profondi e di larga superficie, che si riscaldano per mezzo dello stesso vapore de'soffioni. Quando la soluzione è abbastanza concentrata, si mette a cristallizzare, e freddata che è, si raccoglie l'acido borico greggio, per metterlo in commercio. Il prodotto di tale operazione contiene 76,5 per 100 di acido borico cristallizzato. Il resto si compone di solfati di ferro, di allumina, di calce, di magnesia, di ammoniaca, di soda e di potassa; di cloruro d'ammonio, di acido solforico, di silice con qualche traccia di solfato di manganese e di materie organiche.

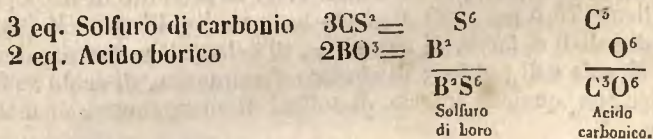
Nei laboratorii si prepara talvolta l'acido borico, versando dell'acido solforico in una soluzione satura e bollente di *borace*, o sia biborato di soda. Col raffreddamento del liquido l'acido borico cristallizza, ed il solfato di soda resta disciolto. L'acido borico così ottenuto ritiene per altro un po'dell'acido solforico impiegato, dal quale non si può spogliare che per mezzo della fusione. Per evitare questo inconveniente, è preferibile di decomporre la soluzione di borace per mezzo dell'acido idroclorico.

Proprietà. — L'acido cristallizzato, quale si ha dalla decomposizione del borace, contiene tre equivalenti d'acqua per uno di acido anidro, ed ha per formula $3HO+BO^3$. È un corpo solido, cristallizzato in isquame bianche, acide, perlacée ed untuose al tatto. È pochissimo solubile

nell'acqua fredda, più solubile nell'acqua bollente e nell'alcole. La soluzione acquosa arrossa debolmente la tintura di laccamuffa, come fanno gli acidi deboli, ed all'incontro imbrunisce la carta tinta in giallo colla curcuma, alla maniera degli alcali, anche quando la soluzione contiene un acido libero. La soluzione alcolica brucia con fiamma di color verde. Se si riscalda l'acido borico alla temperatura 160°, si trasforma secondo Ebelmen e Bouquet, in una sostanza vetrosa ed omogenea, che ritiene la sesta parte dell'acqua che conteneva prima dell'esperienza: in tale stato ha per formula $HO+2BO^3$. Ad una temperatura maggiore si gonfia, sviluppa tutta l'acqua che contiene, ed in ultimo si fonde diventando anidro. Raffreddandosi si solidifica in un vetro perfettamente bianco e trasparente, in cui non si osserva il più leggiero indizio di cristallizzazione. L'acido anidro, lasciato all'aria per un certo tempo, riprende porzione dell'acqua che prima conteneva, e diviene opaco alla superficie. L'acido fuso discioglie gli ossidi metallici, formando de' vetri colorati, che nelle ricerche analitiche servono a distinguere i diversi metalli.

SOLFURO DI BORO = BS^3

Preparazione. — Quando si riscalda del boro fino alla temperatura del calor bianco nel vapore di solfo, esso si accende e brucia con fiamma rossa, trasformandosi incompiutamente in solfuro di boro. Si ottiene quest' ultimo prodotto molto più facilmente, col metodo di Fremy, facendo passare del vapore di solfuro di carbonio sopra un miscuglio fortemente arroventato di acido borico e polvere di carbone: il solfuro di boro, trasportato dalla corrente gassosa, si sublima. In questa reazione l'acido borico ed il solfuro di carbonio si decompongono reciprocamente, formando acido carbonico e solfuro di boro:

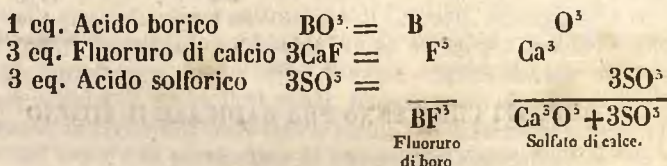
3 eq. Solfuro di carbonio	$3CS^2=$	S^6	C^3
2 eq. Acido borico	$2BO^3=$	B^2	O^6
		B^2S^6 Solfuro di boro	C^3O^6 Acido carbonico.

Proprietà. — Il prodotto così ottenuto è cristallizzato in fiocchi setosi; ha un odore irritante e solfureo al tempo stesso; non viene ridotto dal gas idrogeno, e messo in contatto dell'acqua, si decompone rapidamente, producendo acido borico e idrogeno solforato. Siccome l'acido borico naturale è accompagnato da sviluppo di vapore acquoso e di gas idrogeno solforato, Dumas crede probabile che possa derivare dall'azione dell'acqua, che s'infiltra negli strati terrestri, sul solfuro di boro contenuto nelle viscere della terra. Ciò spiegherebbe non solo la presenza simultanea dell' acido borico e dell'idrogeno solforato, ma anche l'alta temperatura del vapore acquoso, che scaturisce con impeto e trascina con se l'acido borico nascente dalla reazione.

CLORURO DI BORO = BCh^3

Si ottiene riscaldando il boro, finchè si accenda, in una corrente di gas cloro, ed agitando il gas ottenuto col mercurio, per separarne il cloro libero che contiene. Il prodotto è un gas senza colore, il quale in contatto dell'aria umida si trasforma in un vapore densissimo. L'acqua l'assorbe e nel tempo stesso lo decompone, trasformandolo in acido borico ed in acido idroclorico.

FLUORURO DI BORO = BF^3

Preparazione. — Questo composto si prepara arroventando fortemente una mescolanza di acido borico e fluoruro di calcio in una canna da fucile, o riscaldando in una storta di vetro 1 parte di acido borico fuso, 2 di fluoruro di calcio e 12 di acido solforico concentrato. L'ultimo metodo è quello che ordinariamente si preferisce, e la reazione s'intende senza difficoltà:

1 eq. Acido borico	BO^3 =	B		O^3
3 eq. Fluoruro di calcio	3CaF =		F^3	Ca^3
3 eq. Acido solforico	$3SO^3$ =			$3SO^3$
		BF^3 Fluoruro di boro		$Ca^3O^3+3SO^3$ Solfato di calce.

Proprietà. — Alla temperatura ordinaria il fluoruro di boro è un corpo gassoso, senza colore e trasparente, il quale non attacca punto il vetro, e si può raccogliere in vasi di questa sostanza pieni di mercurio. In contatto dell'aria spande fumi densissimi, dovuti alla reazione dell'acqua igrometrica dell'atmosfera, che trasforma il fluoruro di boro in prodotti fissi. I metalli ordinarii non decompongono questo gas, nemmeno al calore dell'arroventamento. Per altro il potassio lo trasforma coll'azione del calore in un doppio fluoruro di boro e di potassio, e gli altri metalli alcalini operano in un modo analogo.

Di tutti i gas conosciuti il fluoruro di boro è quello, che ha maggiore affinità per l'acqua, di modo che questo liquido può disciogliere un volume di gas 700 volte maggiore del suo. Il fluoruro di boro e l'acqua si decompongono reciprocamente, formando acido borico e acido idrofluorico, i quali danno origine ad altre reazioni secondarie. Se la soluzione non è molto concentrata, si forma una combinazione di fluoruro di boro ed acido idrofluorico = BF^3+HF conosciuta col nome di *acido idrofluoborico.* Se invece si satura il liquido di gas, si ottiene un composto di acido borico e acido idrofluorico = BO^3+3HF, che si chiama *acido fluoborico.*

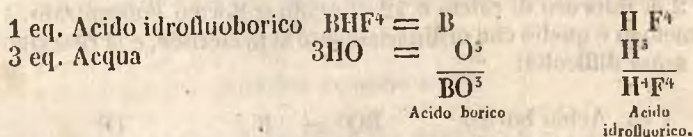
ACIDO FLUOBORICO = $BO^3H^3F^3$=BO^3+3HF — Questo composto scoperto da Gay-Lussac e Thénard si ottiene, sia facendo passare del fluo-

ruro di boro nell'acqua, finchè ne sia satura, sia disciogliendo direttamente l'acido borico anidro nell'acido idrofluorico.

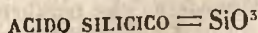
Il prodotto ha una consistenza sciropposa come l'acido solforico, al quale somiglia per molti altri caratteri; ha una densità di 1,58, è acidissimo, e carbonizza la maggior parte delle materie organiche con cui si mette in contatto.

Acido idrofluoborico $BHF^4 = BF^3+HF$ — Facendo passare nell'acqua una corrente di fluoruro di boro, in modo peraltro da non saturare la soluzione, e raffreddando il liquido, si deposita dell'acido borico cristallizzato, e resta disciolto l'acido idrofluoborico, che si può riguardare come una combinazione chimica di fluoruro di boro e acido idrofluorico ad equivalenti eguali.

È un liquido acidissimo, che non ha azione sul vetro, e si decompone quando si cerca di evaporarlo, trasformandosi in acido borico ed in acido idrofluorico, come apparisce dalle formule seguenti:

1 eq. Acido idrofluoborico	BHF^4	=	B	$H\ F^4$
3 eq. Acqua	$3HO$	=	O^3	H^3
			BO^3 Acido borico	H^4F^4 Acido idrofluorico.

COMPOSTI CHE HANNO PER RADICALE IL SILICIO

SiO^3 . . . Acido silicico
SiS^3 . . . Solfuro di silicio
$SiCh^3$. . . Cloruro di silicio
$SiSCh^2$ . . Clorosolfuro di silicio
$SiBr^3$ . . Bromuro di silicio
SiF^3 . . Fluoruro di silicio
$Si^2H^3F^9$ Acido idrofluosilicico.

ACIDO SILICICO = SiO^3

Sinonimi. — Silice, quarzo, cristallo di monte ec.

Preparazione. — Si ottiene purissimo e perfettamente bianco, ricevendo nell'acqua il gas fluoruro di silicio, e riscaldando in un crogiuolo di platino la silice che si precipita. L'acqua decompone parzialmente il fluoruro di silicio: l'idrogeno trasforma il fluore in acido idrofluorico, mentre l'ossigeno si combina col silicio, trasformandolo in silice, che si precipita.

Si può ancora preparare col metodo seguente. Si fa un miscuglio intimo di quarzo ridotto in polvere finissima, e di carbonato di potassa o di soda; l'operazione riesce anche meglio impiegando l'uno e l'altro nel tempo stesso, essendo il miscuglio de'due carbonati più fusibile di ciascuno di essi separatamente preso. Calcinando tale miscuglio in un crogiuolo di platino, l'acido silicico si combina coll'alcali del carbonato, scacciandone l'acido carbonico. Trattando con acqua distillata il pro-

dotto, si ottiene una soluzione di silicato alcalino, nella quale versando dell'acido idroclorico, si forma un cloruro, che resta disciolto, e si precipita l'acido silicico allo stato gelatinoso.

Proprietà. — L'acido in esame si presenta in forma di sostanza bianca, polverosa, ed aspra al tatto. Dopo d'essere stato arroventato è insolubile nell'acqua, nell'alcole e negli acidi. È infusibile al calore ordinario dei fornelli; ma esposto alla fiamma del gas ossidrogeno, si fonde in un vetro trasparente, il quale peraltro non acquista mai una fluidità perfetta, ma resta molle e pastoso, come il vetro fuso, ed in tale stato si lascia tirare in fili sottilissimi e molto flessibili. Secondo Gaudin, la silice non solo si fonde, ma si può anche volatilizzare col mezzo indicato, e il vapore che si forma si deposita alla superficie de' corpi freddi cristallizzando. Nel regno minerale si trova in abbondanza della silice quasi del tutto pura in cristalli d'un volume e d'una regolarità sorprendenti. Questi cristalli naturali sono ordinariamente de' prismi esagoni terminati da due piramidi a sei facce. Talvolta sono trasparenti, tal'altra opachi, ora sono bianchi, ora colorati da qualche traccia di ossido metallico in rosso, in nero, in azzurro, in roseo, in giallo, in violaceo ec. I più pregiati per la loro regolarità, bianchezza e trasparenza sono quelli che si trovano nel marmo di Carrara. Senarmont riscaldando lentamente della silice gelatinosa in una soluzione di acido carbonico o di acido idroclorico, in un tubo di vetro ermeticamente chiuso, fino alla temperatura di 200 a 300 gradi, ha osservato che a poco a poco si trasformava in cristallini della stessa forma del quarzo naturale. Se si fa passare del vapore di percloruro di fosforo sulla silice fortemente arroventata, questi due corpi si decompongono reciprocamente, secondo Daubrée, e si forma del cloruro di silicio.

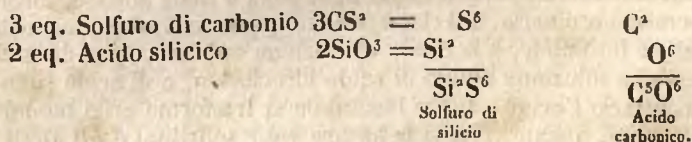
L'acido silicico ottenuto in alcune particolari condizioni presenta caratteri alquanto diversi. Quello, per esempio, che si precipita da una soluzione di silicato di potassa per mezzo di un acido, è gelatinoso, trasparente, solubile, secondo Fuchs, in 770 parti d'acqua, in 11000 p. d'acido idroclorico della densità di 1,115 a freddo, ed in 5500 p. dello stesso acido bollente; è solubilissimo nella soda e nella potassa, anche alla temperatura ordinaria. Col riscaldamento peraltro si trasforma nella modificazione insolubile, e la stessa alterazione subisce, quando si fa bollire con una soluzione diluita di acido idroclorico, o di acido solforico. Al contrario l'acido silicico insolubile si trasforma nella modificazione solubile, quante volte si fa bollire colle soluzioni degli alcali, o de' carbonati alcalini. Ne' composti naturali la silice si trova, ora nell'una, ora nell'altra di tali modificazioni. I silicati nativi sono per la più gran parte insolubili negli acidi, ma ve ne ha pure di quelli che si disciolgono compiutamente nell'acido idroclorico. La presenza dell'acido silicico allo stato solubile in alcuni minerali, come in quelli che altravolta si chiamavano *zeoliti*, prova che non hanno potuto formarsi in condizioni di temperatura, che avrebbero trasformato l'acido silicico nella modificazione insolubile. Il silicio ha due stati allotropici corrispondenti alle modificazioni isomere dell'acido silicico, tanto

per le condizioni in cui si formano, quanto per le loro proprietà relative. È probabilissimo adunque che la silice solubile e la silice insolubile abbiano per radicale il silicio ne' due stati allotropici di sopra accennati.

L'acido silicico forma coll'acqua diverse combinazioni a proporzioni definite, alcune delle quali si trovano nel regno minerale, come l'*idrofane* e l'*opale*; altre si possono ottenere artificialmente. Così la silice gelatinosa, che si forma, tanto decomponendo il fluoruro di silicio per mezzo dell'acqua, quanto precipitando con un acido la soluzione d'un silicato alcalino, costituisce un idrato, il quale prosciugato nel vuoto della macchina pneumatica, ovvero all'aria secca, avrebbe secondo Fuchs, una composizione costante rappresentata dalla formula $HO + 2SiO^3$. Riscaldando il composto precedente a 100° per più giorni consecutivi, si forma un secondo idrato, che secondo lo stesso Chimico contiene 6,75 d'acqua per 100, composizione che non si può tradurre in nessuna formula semplice. Ebelmen ha ottenuto un terzo idrato in masse dure e trasparenti, lasciando l'etere silicico in contatto dell'aria umida. Il prodotto sarebbe rappresentato dalla formula $3HO+2SiO^3$. Finalmente lo stesso Ebelmen, lasciando in contatto dell'aria umida dell'etere silicico, contenente qualche traccia di cloruro di silicio ha ottenuto un prodotto che presenta i caratteri dell'idrofane naturale.

SOLFURO DI SILICIO = SiS^3

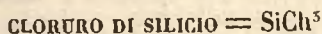
Preparazione. — Questa combinazione si può ottenere, riscaldando il silicio nel vapore di solfo, nel quale esso brucia con fiamma rossa, ma il miglior metodo di preparazione è quello che è stato raccomandato da Fremy in questi ultimi tempi. Esso è fondato sulla proprietà che ha la silice di decomporsi ad un' alta temperatura in contatto del vapore di solfuro di carbonio, trasformandosi in acido carbonico e solfuro di silicio, come risulta dalle formule seguenti:

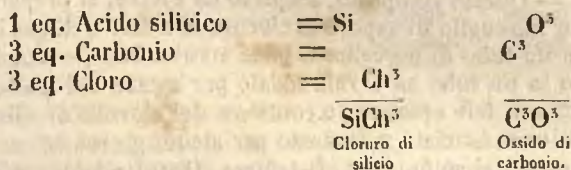
3 eq. Solfuro di carbonio	$3CS^2 =$	S^6	C^3
2 eq. Acido silicico	$2SiO^3 =$	Si^2	O^6
		Si^2S^6 Solfuro di silicio	C^3O^6 Acido carbonico.

Per ben riuscire, si mescola della silice gelatinosa con polvere di carbone, s'impasta il miscuglio, e se ne fanno delle palline della grossezza d'una nocciuola, che dopo di essere state ben disseccate, s'introducono in un tubo di porcellana: la polvere di carbone ha per oggetto di rendere la massa porosa, e di permettere al solfuro di carbonio di agire sopra una superficie più estesa. Ciò eseguito, si fa bene arroventare il tubo di porcellana, ed in tale stato vi si fa passare del vappre di solfuro di carbonio. Il solfuro di silicio che si forma in tale operazione,

essendo un poco volatile, è trasportato dalla corrente gassosa, e va a condensarsi nella parte meno calda del tubo.

Proprietà. — Questa sostanza, ottenuta col metodo precedente, si presenta in lunghi aghi bianchi e setosi, irreduttibili dal gas idrogeno, e decomponibili in contatto dell'acqua o dell'aria umida, con produzione di silice e sviluppo d'idrogeno solforato.

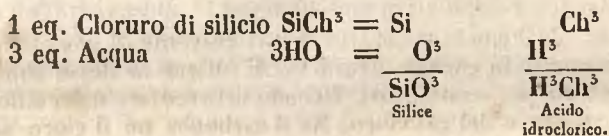
Fremy applicando alla formazione della silice idrata naturale l'ingegnosa teorica di Dumas relativa alla produzione dell'acido borico, ammette che nelle viscere della terra possa trovarsi ad una certa profondità del solfuro di silicio, il quale venendo in contatto dell'acqua, che vi penetra dalla superficie, si converte in silice ed in idrogeno solforato con grande sviluppo di calore, il che potrebbe servire a spiegare l'esistenza simultanea di tali sostanze nella più gran parte delle acque minerali, che danno origine alle incrostazioni silicee, e l'alta temperatura con cui esse si scaturiscono dal suolo.

CLORURO DI SILICIO $= SiCh^3$

Preparazione. — Il silicio riscaldato in una corrente di gas cloro, si accende e si converte in cloruro di silicio. Si ottiene lo stesso composto con un metodo più economico, facendo arroventare della silice in contatto del carbone e del gas cloro. Nè il carbonio nè il cloro separatamente son capaci di decomporre la silice; ma quando si fanno agire di concerto, l'affinità del carbonio per l'ossigeno e quella del cloro per il silicio riunite, operano tale decomposizione, producendo ossido di carbonio e cloruro di silicio:

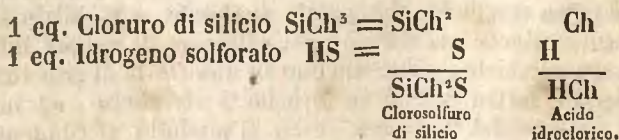
1 eq. Acido silicico	=	Si	O^3
3 eq. Carbonio	=		C^3
3 eq. Cloro	=	Ch^3	
		$SiCh^3$ Cloruro di silicio	C^3O^3 Ossido di carbonio.

L'operazione si fa nel modo seguente: si mescola della silice ottenuta per precipitazione, e ridotta in polvere finissima, con $\frac{3}{4}$ del suo peso di nero di fumo, e s'impasta la mescolanza con olio, indi se ne fanno delle pillole della grossezza d'una nocciuola, che si aspergono con polvere di carbone, per impedire che aderiscano le une alle altre. S'introducono queste pillole in un crogiuolo, che poscia si chiude, e si calcinano al calor rosso scuro, finchè sia cessato ogni sviluppo di vapori infiammabili. Così apparecchiate, s'introducono in una storta di grès tubulata, che si riscalda fortemente in un fornello a riverbero, ed in tale stato vi si fa arrivare del cloro ben secco. Il prodotto si condensa in alcuni tubi ad U esternamente raffreddati. L'apparecchio è rappresentato dalla *fig. 44*. Il cloro si sviluppa nel pallone A, e si lava passando nell'acqua contenuta nella boccia a tre gole B; di là passa nel provino

C pieno di cloruro di calcio destinato ad assorbire ogni traccia di umidità, e per mezzo de' tubi J e *t t* arriva in contatto del miscuglio di silice e carbone: *t t* è un tubo di porcellana o di grés, che penetra sino al fondo della storta. Il cloruro di silicio si condensa in gran parte nel tubo F raffreddato esternamente per mezzo del ghiaccio, e si raccoglie nella boccia H. Un secondo tubo G raffreddato più fortemente del primo con un miscuglio di ghiaccio e sal marino, serve a condensare le ultime tracce del prodotto. Il cloruro di silicio così ottenuto, contiene del cloro libero in soluzione; per depurarlo, si agita col mercurio, che assorbisce tutto il cloro, e poi si distilla.

Proprietà. — Il cloruro di silicio è un liquido molto volatile, che bolle a 50°, e in contatto dell'aria umida tramanda un fumo molto denso, formato di silice e acido idroclorico. Il suo odore è irritante, e somiglia a quello del cianogeno. Messo in contatto dell'acqua, va in fondo di questo liquido, indi si decompone, trasformandosi in silice ed in acido idroclorico:

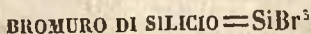
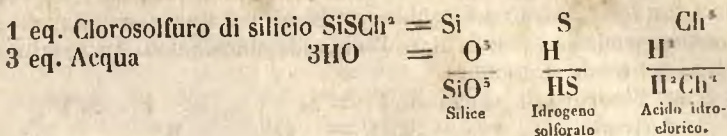
1 eq. Cloruro di silicio	$SiCh^3$ =	Si		Ch^3
3 eq. Acqua	$3HO$ =	O^3	H^3	
		SiO^3 Silice	H^3Ch^3 Acido idroclorico.	

CLOROSOLFURO DI SILICIO = $SiSCh^2$

Preparazione. — Questo composto, scoperto da Pierre, si prepara facendo passare un miscuglio di vapore di cloruro di silicio e di gas idrogeno solforato in un tubo di porcellana bene arroventato, e condensando il prodotto in un tubo ad U raffreddato per mezzo del ghiaccio. Il prodotto greggio di tale operazione contiene del cloruro di silicio e del solfo in soluzione. Lasciato a se stesso per alcuni giorni in un tubo chiuso, deposita del solfo, che cristallizza. Distillandolo, si sviluppa sulle prime il cloruro di silicio, che è molto più volatile, e raccogliendo separatamente il prodotto che distilla ad una temperatura maggiore di 100°, si ottiene il clorosolfuro di silicio. Nella storta rimane un miscuglio di solfo e solfuro di silicio. La teorica dell'operazione è semplicissima:

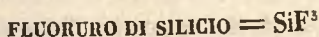
1 eq. Cloruro di silicio	$SiCh^3$ =	$SiCh^2$		Ch
1 eq. Idrogeno solforato	HS =	S	H	
		$SiCh^2S$ Clorosolfuro di silicio	HCh Acido idroclorico.	

Proprietà. — È un liquido scolorito e fluido come l'acqua, di odor fetido ed irritante al tempo stesso. In contatto dell'acqua si decompone,

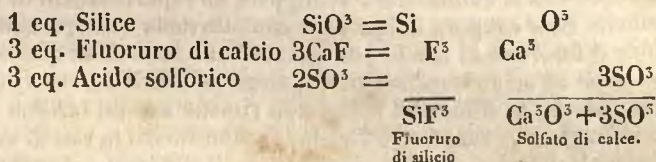
producendo silice, acido idroclorico e idrogeno solforato:

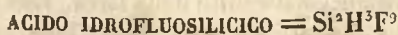
1 eq. Clorosolfuro di silicio	$SiSCh^2$	=	Si	S	Ch^2
3 eq. Acqua	3HO	=	O^3	H	H^2
			SiO^3	HS	H^2Ch^2
			Silice	Idrogeno solforato	Acido idroclorico.

BROMURO DI SILICIO $= SiBr^3$

Preparazione. — Si prepara come il cloruro, facendo passare il vapor di bromo sopra un miscuglio di silice e carbone bene arroventato.

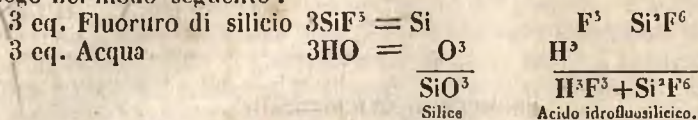
Proprietà. — È un liquido scolorito, più pesante dell'acido solforico concentrato, che esala un denso fumo in contatto dell'aria umida, e bolle fra 148° e 150.° L'acqua lo decompone, trasformandolo in silice ed in acido idrobromico.

FLUORURO DI SILICIO $= SiF^3$

Preparazione. — Per ottenere questo composto, si tratta con acido solforico un miscuglio di silice e fluoruro di calcio ben polverizzati. I prodotti della reazione sono solfato di calce e fluoruro di silicio gassoso, che bisogna raccogliere sul mercurio:

1 eq. Silice	SiO^3	=	Si		O^3
3 eq. Fluoruro di calcio	3CaF	=	F^3	Ca^3	
3 eq. Acido solforico	$2SO^3$	=			$3SO^3$
			SiF^3	$Ca^3O^3+3SO^3$	
			Fluoruro di silicio	Solfato di calce.	

Proprietà. — Alla temperatura ordinaria è un gas senza colore e di odor soffocante, il quale arrossa fortemente la carta tinta colla laccamuffa, e non ha azione sul vetro. La sua densità è 3,57; in contatto dell'acqua si decompone, come il cloruro di silicio, trasformandosi in silice ed in acido idrofluorico. Tale decomposizione per altro non è mai totale, di guisa che l'acido idrofluorico prodotto si combina con una porzione di fluoruro di silicio, per formare l'acido idrofluosilicico. Coll'azione del calore è decomposto dal potassio, che si combina col fluore, e mette in libertà il silicio. Il ferro non vi ha azione, nemmeno alla temperatura dell'incandescenza. Secondo Faraday, esposto nel tempo stesso ad un freddo di 107 gradi sotto zero e ad una pressione di 9 atmosfere, si liquefà trasformandosi in un liquido mobilissimo, come l'etere caldo; ma non si è potuto ancora ottenere allo stato solido.

ACIDO IDROFLUOSILICICO $= Si^2H^3F^9$

Preparazione. — Facendo passare nell'acqua il gas fluoruro di sili-

cio, quest'ultimo, come ho già detto, si decompone parzialmente: un terzo del silicio si precipita allo stato di silice gelatinosa, mentre gli altri due terzi restano nel liquido combinati col fluore, e coll'acido idrofluorico prodotto, per formare l'acido idrofluosilicico. La reazione ha luogo nel modo seguente:

3 eq. Fluoruro di silicio	$3SiF^3 =$	Si	F^3	Si^2F^6
3 eq. Acqua	$3HO =$	O^3	H^3	
		SiO^3	$H^3F^3+Si^2F^6$	
		Silice	Acido idrofluosilicico.	

Si può adunque riguardaro l'acido idrofluosilicico come una combinazione di due equivalenti di fluoruro di silicio con tre equivalenti di acido idrofluorico; difatti $2SiF^3+3HF=Si^2H^3F^9$. I tre equivalenti d'idrogeno possono venir sostituiti da tre equivalenti di metallo, ed in tal caso si formano de'composti salini conosciuti col nome di *fluosilicati*. Per conseguenza l'acido idrofluosilicico è una specie d'idracido tribasico.

Nella preparazione di questo corpo, la silice gelatinosa che si precipita, ostruisce il tubo di sviluppo, per cui è d'uopo impedire che il detto tubo peschi direttamente nell'acqua, il che si ottiene facilmente, mettendo alla parte inferiore del liquido uno strato di mercurio dell'altezza di 6 o 7 centimetri, nel modo indicato dalla *fig. 45*. Separato il liquido acido dalla silice precipitata durante il corso dell'operazione, si evapora, finchè non si comincino a sviluppare de'vapori bianchi di fluoruro di silicio. Se si evapora il liquido in contatto della silice precipitata, si riproduce il fluoruro di silicio per una reazione inversa di quella che ha dato origine all'acido idrofluosilicico, sicchè si volatilizza non solo il liquido, ma anche la silice, ed infine non rimane nessun residuo. Per questa stessa ragione, evaporando l'acido idrofluosilicico in vasi di vetro, l'acido concentrandosi si converte in fluoruro di silicio che si sviluppa, e ritoglie al vetro il silicio, che avea abbandonato in contatto dell'acqua, ond'è che il vase rimane corroso.

Proprietà. — L'acido idrofluosilicico è un liquido incristallizzabile e di sapore acido, che non si può concentrare oltre certi limiti, senza decomporsi. Forma con la potassa un sale di aspetto gelatinoso ed insolubile nell'acqua, proprietà di cui si profitta in qualche caso per separare dalla potassa gli acidi solubili cui trovasi combinata: la potassa si precipita allo stato di fluosilicato e l'acido resta disciolto nel liquido.

ARIA ATMOSFERICA

Fra' corpi che compongono la massa terrestre ve ne ha di quelli, che non potendo alla temperatura ordinaria esistere, nè allo stato solido, nè allo stato liquido, sono gassosi, e per tal ragione, come più leggieri, restano a maggior distanza dal centro della terra. Essi formano una zona gassosa che cinge tutto all'intorno il nostro pianeta, e si chiama *atmosfera*.

Parlando delle proprietà comuni ai corpi aeriformi, abbiamo veduto che questi tendono continuamente ad espandersi, e che il loro volume non è limitato se non dalla capacità de'vasi in cui vengono rinchiusi. Pare da ciò che l'atmosfera non debba aver limiti, dappoichè nulla circoscrive lo spazio in cui è contenuta. Nonpertanto il ragionamento ci persuade che la legge relativa alla dilatabilità delle sostanze aeriformi, e che si verifica ne'limiti delle sperienze ordinarie, debba trovarsi in difetto fuori di questi limiti. Anzi, riflettendo che l'elasticità dei corpi aeriformi è in ragione inversa del volume che essi occupano, o in altri termini, che queste sostanze, quanto più sono dilatate, tanto meno tendono a dilatarsi, bisogna ammettere che l'aria, attenuandosi sempre più nelle regioni elevate, debba finalmente arrivare a un tal grado di rarefazione, che la sua forza elastica si trovi controbilanciata dall' attrazione della terra. Se questo ragionamento è esatto, l' atmosfera deve avere un'estensione finita, ed esser terminata da una superficie curva quasi paralella alla superficie terrestre. La figura dell'atmosfera dev'essere sferoidale come quella della terra; ma l'asse che traversa l'equatore è maggiore di quello che passa per i poli, in proporzione della temperatura molto più elevata delle regioni equatoriali, che ne dilata il volume.

Composizione. — L'atmosfera è un miscuglio delle sostanze gassose di varia natura, che si formarono in diverse epoche per le reazioni dei corpi terrestri. Tali sostanze, sebbene di diversa densità, una volta mescolate insieme, non si separano più, perchè i corpi aeriformi hanno, come la più gran parte de' liquidi, la proprietà di mescolarsi in ogni proporzione; sicchè il miscuglio prodotto conserva in tutta la sua massa una composizione uniforme, non ostante la diversa densità de' componenti. Le principali sostanze che compongono l'atmosfera sono quattro: l'azoto, l' ossigeno, il vapor aqueo e l'acido carbonico. Di queste le due prime si trovano quasi nelle stesse proporzioni da per tutto, e costituiscono l' aria propriamente detta; le due ultime al contrario possono variare per il concorso di parecchie cause.

Ossigeno e azoto — Descrivendo l'eudiometro di Volta, ho indicato il metodo con cui per mezzo di tale strumento, si può determinare la quantità di ossigeno contenuto in un miscuglio gassoso. Gay-Lussac avendone fatta l'applicazione all'analisi dell'aria, trovò che 100 parti in volume di questo fluido contengono 21 volume di ossigeno e 79 di azoto, ossia 23 di ossigeno e 77 d'azoto in peso. Questa analisi eseguita con una precisione ammirabile, è stata confermata da tutte le sperienze fatte molti anni dopo con metodi di gran lunga più esatti.

Dumas e Boussingault hanno impiegato un metodo suscettibile di maggior precisione, col quale, invece di misurare il volume delle sostanze gassose, se ne determina direttamente il peso per mezzo della bilancia. Con ciò restano eliminati tutti gli errori dipendenti dall'ineguale azione della temperatura, della pressione e dello stato igrometrico. L'apparecchio è rappresentato dalla *fig.* 46. A, è un pallone di cristallo d'una capacità interna di 10 a 15 litri, al quale è aggiustata una ghiera d'ottone munita della sua chiave. Prima d'innestarlo al resto dell'appa-

recchio, si vuota d'aria per mezzo d'una buona macchina pneumatica. Ciò eseguito, si mette il ridetto pallone in comunicazione col tubo BC di vetro poco fusibile, e pieno internamente di rame metallico ridotto per mezzo del gas idrogeno. Questo tubo munito di chiavi alle due estremità, è vuoto d'aria e pesato: s'intende che per impedire l'ingresso dell'aria esteriore, tanto le chiavi del tubo eudiometrico, quanto quella del pallone A debbono rimaner chiuse, finchè non si comincia l'operazione. Volendo far l'analisi dell'aria con questo metodo, si riscalda il tubo pieno di rame metallico sopra un fornello di lamiera di ferro, che l'abbraccia in tutta la sua lunghezza, e quando comincia ad arroventarsi, si aprono con precauzione prima le chiavi R,R del tubo BC, poi quella del pallone A, in modo che l'aria esterna venga aspirata lentissimamente. Quest'aria penetrando nell'interno dell'apparecchio nella direzione indicata dalla freccia, sarà obbligata a passare nel tubo di Liebig D, che contiene una soluzione concentrata di potassa; poi ne' tubi E ed F pieni di pomice bagnata colla stessa soluzione; indi ne'tubi G ed H pieni di potassa solida in frammenti. Questi cinque apparecchi sono destinati a spogliare l'aria d'ogni traccia di acido carbonico. Viene appresso un altro tubo di Liebig I, contenente dell'acido solforico concentrato, ed in ultimo due tubi ad U,J e K, pieni di pomice imbevuta dello stesso acido solforico, che assorbono ogni traccia di umidità. (1) Finalmente l'aria così depurata arriva nel tubo BC in contatto del rame rovente, ove lascia tutto l'ossigeno, mentre l'azoto va ad empire il pallone A. Terminata l'operazione, si chiudono le chiavi R,R del tubo BC, e quella del pallone A, quindi si smonta l'apparecchio. È chiaro che tutto l'azoto dell'aria sottoposta all'analisi si trova allo stato libero, parte nel pallone A, e parte nel tubo BC; per conseguenza basterà pesare i detti apparecchi, e ripesarli dopo di averne estratto il gas per mezzo della macchina pneumatica; la differenza fra'due pesi esprimerà l'azoto. L'ossigeno si trova tutto combinato col rame, e però si potrà dedurre facilmente sottraendo il peso del tubo BC vuoto, determinato prima di cominciar l'esperienza, dal peso dello stesso tubo vuoto ottenuto dopo l'esperienza:

Per maggior chiarezza si chiami

p il peso del tubo BC pieno di rame e vuoto d'aria, determinato prima dell'esperienza.

p' il peso dello stesso tubo pieno di rame parzialmente ossidato e di gas azoto, determinato dopo l'esperienza.

p'' il peso del ridetto tubo, dopo di averne estratto l'azoto per mezzo della macchina pneumatica.

P il peso del pallone A pieno di gas azoto.

(1) La pomice contiene una gran quantità di cloruro di sodio, il quale decomponendosi in contatto dell'acido solforico, sviluppa de'vapori di acido idroclorico, che renderebbero inesatta l'analisi. Per ovviare a tale inconveniente, è mestieri calcinare ripetutamente con acido solforico la pomice che si destina a queste sperienze.

P' il peso dello stesso pallone vuoto.

Si avrà per l'azoto $(p'-p'')+(P-P')$;

e per l'ossigeno $p''-p$.

Finalmente Regnault ha fatto conoscere un nuovo eudiometro di sua invenzione, il quale permette di fare l'analisi de'miscugli gassosi in un tempo brevissimo e con un'estrema precisione. Con questo metodo sono state eseguite moltissime esperienze, tanto dallo stesso Regnault, quanto da altri sperimentatori sull'aria raccolta nelle condizioni meteorologiche più diverse, e sui punti più lontani della superficie del globo. Le conseguenze generali che si possono dedurre dall'insieme di tali esperienze sono, che l'aria atmosferica presenta delle variazioni sensibili nella composizione, sebbene piccolissime, mentre in generale la proporzione dell'ossigeno non varia che da 20,9 a 21,0; ma che in alcuni casi, che sembrano più frequenti ne' paesi caldi, la proporzione dell'ossigeno può scendere fino a 20,3. Queste variazioni peraltro, oltre all'essere comprese in limiti ristrettissimi, sono passeggiere e temporarie, nè potrebb'essere diversamente, quando si riflette che le sostanze gassose non possono restare lungamente in contatto, senza mescolarsi intimamente le une colle altre, in modo da formare una massa omogenea in tutte le sue parti, e che i venti, agitando l'atmosfera in tutte le direzioni, favoriscono potentemente tale miscuglio e tendono a ristabilire l'uniformità di composizione momentaneamente alterata. Ma astrazion fatta da queste leggerissime variazioni provenienti dall'influenza di cagioni affatto locali e passaggiere, si può ritenere che la gran massa dell'atmosfera, che attualmente circonda il nostro pianeta, considerata allo stato secco, e scevra di acido carbonico, è formata in peso da 23 parti d' ossigeno e 77 di azoto, ed in volume da 21 del primo e 79 del secondo.

Un'importante quistione di fisica terrestre sarebbe quella di conoscere se il rapporto trovato fra l'ossigeno e l'azoto riman sempre costante, o si va progressivamente alterando collo scorrere degli anni. Una tal quistione non si potrà decidere per mezzo dell'esperienza, che ripetendo le analisi dopo un lungo intervallo di anni coi metodi così precisi che possediamo oggigiorno; e per conseguenza la soluzione di questo problema è riserbata alle generazioni future. Ma d'altra parte indagando razionalmente fin dove può estendersi l'influenza delle cause perturbatrici, e paragonando gli effetti che esse possono produrre, colla massa totale dell'atmosfera, possiamo fin da ora calcolare con sufficiente grado d'approssimazione quali saranno in avvenire i cambiamenti, che potrà subire la composizione dell'atmosfera.

Gli animali che vivono alla superficie della terra consumano continuamente ossigeno, ed emettono in sua vece acido carbonico, per mezzo della respirazione e della putrefazione; il che a prima vista condurrebbe ad ammettere che l'aria si vada progressivamente alterando nella composizione, spogliandosi d'una porzione del suo ossigeno. Per vedere fin dove si può estendere l'influenza di queste cause alteratrici, è necessario paragonare la quantità di ossigeno consumato dagli animali

colla quantità totale dell'ossigeno contenuto nell'atmosfera. Il peso dell'atmosfera è uguale a quello di una colonna di mercurio, che ha per base la superficie della terra e per altezza 76 centimetri, cioè l'altezza media del barometro al livello del mare. Per conoscere il peso di questa massa di mercurio, e per conseguenza dell'atmosfera, basta adunque moltiplicare la superficie terrestre, rappresentata in metri quadrati, per 0,76: il prodotto esprimerà il volume del mercurio in metri cubici, e moltiplicando questo prodotto per 13596, che sarebbe il peso d' un metro cubico di mercurio in chilogrammi, si avrà il peso di tutta l'atmosfera. Facendo questo calcolo, si trova che il peso totale dell'atmosfera è 5 263 623 000 000 000 000 di chilogrammi, di cui i $\frac{23}{100}$ rappresentano l'ossigeno, cioè 1 579 086 900 000 000 000. Se d'altra parte ammettiamo, che ciascun individuo della specie umana consumi 1 chilogrammo di ossigeno nello spazio di 24 ore, e prendiamo tutta la popolazione terrestre come rappresentata da 1000 milioni d'individui, avremo un consumo di 1000 milioni di chilogrammi d'ossigeno in 24 ore, e per conseguenza di 36 $\frac{1}{2}$ bilioni circa in un secolo. Esagerando tutti gli altri dati, ed ammettendo che per l'effetto della respirazione degli altri animali, della putrefazione de' corpi organici ec. si consumi il triplo dell' ossigeno consumato dagli uomini, avremo per l'effetto di tutte queste cagioni riunite una consumazione quadrupla di quella precedentemente trovata per lo spazio d'un secolo, cioè uguale a 146 bilioni di chilogrammi, che è appena $\frac{1}{10816}$ dell' ossigeno contenuto nell'atmosfera. Ora acciò questa diminuzione possa giungere 1 per 100, o in altri termini, acciò la quantità di ossigeno contenuto nell'aria de'giorni nostri, che è di $\frac{23}{100}$, possa ridursi a $\frac{22}{100}$ si richiedono 47 mila anni, ammesso che le cagioni perturbatrici di sopra rammentate continuino sempre ad agire nello stesso rapporto.

Nel calcolo precedente non abbiamo tenuto nessun conto dell'ossigeno somministrato dalle piante, sebbene esso debba compensare in grandissima parte quello consumato dagli animali; anzi è probabilissimo che fra l' ossigeno assorbito da questi ultimi e quello esalato dalle prime si mantenga un perfetto equilibrio, di modo che gli effetti restino compensati. Per conseguenza o queste alterazioni che avvengono nell'aria, essendo di natura opposta si compensano, o se anche la compensazione non è perfettissima, tali influenze sono così piccole in confronto delle masse, che le differenze non potranno divenir sensibili che dopo un lungo periodo di secoli.

Acido carbonico — Si può facilmente scoprire nell' aria la presenza dell'acido carbonico, esponendo in contatto di essa un bicchiere pieno d'acqua di calce o di barite. Dopo pochi momenti il liquido si copre alla superficie di una pellicola di carbonato insolubile, che si precipita. Saussure determinò la quantità di acido carbonico contenuto nell'aria, dietro una lunga serie di esperienze proseguite con una perseveranza ammirabile per lungo tempo, ed in tutte le stagioni dell'anno. Le quantità da lui trovate in 104 analisi variano da 4 a 6 diecimillesimi in volume, ossia 6 a 9 diecimillesimi in peso. Dopo le piogge dirotte l'aria ne con-

tiene una quantità minore di prima, perchè l'acqua traversando gli strati dell'atmosfera lo discioglie. Boussingault e Lewy hanno fatto molte esperienze comparative, dalle quali risulta che l'aria di campagna contiene meno acido carbonico di quella di città; il che dipende dall'influenza di due opposte cagioni, le quali operano nello stesso senso. La respirazione animale e la combustione dall'una parte aumentano la dose dell'acido carbonico naturalmente contenuto nell'aria di città; dall'altra le piante, assorbendo acido carbonico e tramandando ossigeno in sua vece, purificano l'aria delle campagne. Gli stessi Boussingault e Lewy hanno trovato che l'aria di Parigi racchiude, termine medio di moltissime determinazioni, 0,0486 di acido carbonico per 100 in peso, mentre quella di Andilly, luogo di campagna presso Montmorency, ne contiene 0,0455.

Se i prodotti della respirazione animale e della combustione bastano a modificare sensibilmente la proporzione dell'acido carbonico contenuto nell'aria, queste differenze debbono essere molto maggiori nei paesi vulcanici, ove torrenti continui di acido carbonico sono versati nell'atmosfera. Probabilmente ancora ne'luoghi citati l'acido carbonico, ora accumulandosi, ora trasportato dai venti, a seconda delle diverse condizioni atmosferiche, produce delle variazioni notabili nella composizione quantitativa dell'aria. Alcune sperienze fatte dal Lewy sull'aria della Guadalupa, raccolta in diversi giorni, tendono a confermare il sospetto di sopra enunciato. Le quantità di acido carbonico da lui trovate variano da 2,22 a 0,15 per cento in otto analisi: una sola gli ha dato 0,04. Onde si vede che nell'ultima soltanto la quantità di acido carbonico è stata trovata uguale a quella dell'aria normale, mentre nelle otto precedenti è molto più forte, ed il risultato massimo è 55 volte maggiore.

Intanto se le piante traggono dall'atmosfera tutto il loro carbonio, se questi immensi depositi carbonosi, che si trovano seppelliti nelle viscere della terra erano un tempo delle piante che si nutrivano come quelle de' giorni nostri, sarà forza conchiudere che non solo il carbonio di tutti gli esseri viventi, ma anche quello de'combustibili fossili ebbe origine dall'acido carbonico dell'aria. Prima dell'epoca litantracifera per conseguenza l'atmosfera doveva essere molto più ricca di acido carbonico che non è oggigiorno, e secondo un calcolo approssimativo di Adolfo Brongniart, la proporzione di tale acido doveva essere almeno 100 volte maggiore dell'attuale, cioè di 4 per cento circa.

Ammoniaca — Oltre l'azoto, l'ossigeno e l'acido carbonico, l'aria contiene ancora qualche traccia d'ammoniaca, ma in quantità così tenue, che sfugge all'azione di tutti i reagenti, che comunemente si adoperano per iscoprire tale sostanza. Ciò non ostante vi sono molti fatti, che non permettono di revocare in dubbio l'esistenza di questo corpo nell'aria, tra i quali il piu convincente è la presenza costante de'sali ammoniacali nell'acqua di pioggia, e particolarmente del nitrato d'ammoniaca, trovato da tutti gli sperimentatori che si sono occupati di tale ricerca. Saussure d'altra parte, avendo lasciato del solfato d'allumina esposto per molto tempo in contatto dell'aria, trovò questo sale trasfor-

mato in allume d'ammoniaca, che è un doppio solfato d'allumina e d'ammoniaca. L'origine di quest'ammoniaca nell'aria non è difficile ad intendersi, se si riflette che dall'una parte gli animali durante la loro vita rendono per l'orina tutto l'azoto degli alimenti che essi consumano sotto forma d'urea, la quale fuori del corpo dell'animale si scinde in ammoniaca ed in acido carbonico; e che dall'altra parte il corpo stesso degli animali, putrefacendosi dopo la morte, restituisce all'atmosfera tutto l'azoto allo stato d'ammoniaca.

Per determinare la proporzione di tale sostanza, bisogna cercare di concentrarla in un piccolissimo volume, facendo passare più centinaia di litri d'aria atmosferica in un piccolo tubo di vetro contenente dell'amianto bagnato con acido idroclorico. Tutta l'ammoniaca è ritenuta in tal caso dall'acido, e quando si è accumulata in una certa abbondanza, si lava l'amianto coll'acqua distillata e si determina la quantità d'ammoniaca contenuta nel liquido acido, coi metodi che ordinariamente s'impiegano per l'analisi de'sali ammoniacali. Secondo Ville, un milione di parti d'aria in peso contengono, termine medio, 0,0224 d'ammoniaca, cioè poco più di 2 centomilionesimi; ma la proporzione di questo corpo nell'aria è variabilissima, e dipende dall'influenza di un'infinità di cause diverse, e principalmente dalla sua grande solubilità nell'acqua. Per questa ragione l'aria è molto più ricca d'ammoniaca nell'estate che nell'inverno, più nelle giornate secche e serene, che in quelle umide e coperte, e n'è quasi del tutto priva dopo le piogge dirotte. Fresenius inoltre ha trovato che in tempo di notte l'aria contiene più ammoniaca che di giorno, perchè probabilmente quella che vi si accumula nell'intervallo delle 24 ore, viene disciolta e precipitata dalla rugiada al sorgere del sole, e perchè dall'altra parte durante il giorno viene continuamente assorbita dalle piante, le cui funzioni assimilatrici restano sospese durante la notte.

Sostanze organiche — La presenza delle materie organiche, nell'aria, sebbene difficile a provarsi per mezzo dell'analisi, è dimostrata abbastanza dall'azione che l'aria di certi luoghi spiega sulla salute degli uomini, risvegliando gravi e sovente mortali malattie, come febbri intermittenti, perniciose, tifi ec. Pare che siffatte esalazioni si svolgano durante la putrefazione delle materie organiche; almeno le malattie che si tengono prodotte da esse sono endemiche nei luoghi di acque stagnanti e poco ventilati, ove le piante palustri soggiacciono nella stagione estiva ad una lenta e continua macerazione, favorita dalla temperatura dell'ambiente, e da un proporzionato grado di umidità. Se dopo d'aver privato l'aria dell'acqua e dell'acido carbonico, che naturalmente contiene, si fa passare in un tubo arroventato e pieno d'ossido di rame, raccogliendo i prodotti, si ottiene qualche traccia d'acqua e di acido carbonico. Ciò fa vedere che nell'aria vi sono de'principii sconosciuti, i quali contengono dell'idrogeno e del carbonio, come le sostanze organiche. Verver sottoponendo l'aria a questo trattamento, ha ottenuto delle quantità d'acqua e di acido carbonico che rappresentano 0,0148 d'idrogeno e 0,0288 di carbonio per 100 volumi d'aria. D'al-

tronde si può riguardare come un fatto bene stabilito che la rugiada depositata sopra vasi artificialmente raffreddati, nelle sale ov'è riunita molta gente, negli spedali, ne'luoghi d'aria malsana, ec. si putrefà dopo un certo tempo, producendo degli animaletti e delle conferve, come fanno le soluzioni che contengono de'corpi organici putrescibili, e riscaldata coll'acido solforico, si annerisce. Tutti questi fatti provano adunque in modo evidentissimo che nell'aria atmosferica svolazzano dei corpi organici, i quali alterandosi in diverse condizioni dipendenti dai luoghi, dai climi, dalle stagioni, dallo stato dell'atmosfera ec. si trasformano in certi prodotti conosciuti col nome di *miasmi*, i quali agiscono sull'organismo dell'uomo come potenti veleni.

Proprietà.—L'aria è un fluido trasparente, invisibile ed elastico. La sua densità presa = 1 è il termine di confronto, al quale si riferiscono quelle di tutti i corpi aeriformi. Il peso dell'aria fu dimostrato per la prima volta da Galileo nel 1640, il quale introducendo per mezzo di un mantice, in un pallone di vetro munito d'una chiave, una quantità d'aria maggiore di quella che prima vi si conteneva, trovò aumentato il peso del pallone. Un litro d'aria pesa 1^{g},293187, secondo Regnault, alla temperatura di 0°, e sotto la pressione normale di 0^{m},76. Tutti gli oggetti che si trovano alla superficie della terra sono adunque sottoposti alla pressione dell'atmosfera, e questa pressione al livello del mare equivale ad una colonna di mercurio che ha un'altezza di 76 centimetri. Ogni metro quadrato della superficie terrestre sostiene per conseguenza un peso di 10312 chilogrammi, ed il barometro è l'istrumento destinato a misurare questa pressione.

L'aria non è affatto priva di colore, sebbene trasparentissima. Le sue particelle hanno una leggerissima tinta cerulea, la quale non è percettibile, che quando si guarda a traverso grandi masse d'aria. Per questa ragione noi vediamo azzurra la volta del cielo, colore che è tanto meno intenso, quanto più l'aria è carica di vapore; e però si mostra più vivo nelle giornate secche e serene che in quelle umide e coperte. Se l'aria fosse assolutamente scolorita, noi vedremmo nero lo spazio celeste; di qui avviene che il colore del cielo sembra più carico a misura che si ascende sulle alte montagne, e Gay-Lussac afferma di averlo veduto affatto nero nella sua memorabile ascensione areostatica, in cui si elevò nell'atmosfera sino all'altezza di 6636 metri sopra il livello del mare; ciò senza dubbio, perchè l'aria delle regioni elevate è molto più rarefatta di quella che si trova alla superficie della terra, e più trasparente in proporzione.

Combustione. — Nel fare la storia dei diversi corpi metalloidi, ne abbiamo conosciuti alcuni, che quando vengono riscaldati sino ad un certo segno nell'aria o nel gas ossigeno, vi si combinano, sviluppando luce e calorico. L'insieme di questi fenomeni porta il nome di *combustione*. Intanto l'ossigeno non è il solo corpo, che combinandosi produce il fenomeno della combustione: il cloro, il bromo, il solfo, il fosforo ec. si conducono come l'ossigeno, ed ogni combinazione chimica è accompagnata da un certo innalzamento di temperatura. Non sempre per al-

tro il corpo tramanda luce nell'atto che si combina, perchè non sempre avviene che il calore sviluppato arrivi al grado che è necessario per produrre il fenomeno luminoso. Nel senso chimico adunque, combustione è sinonimo di combinazione; ma avendo in altro luogo esaminati i fenomeni della combinazione in genere, in questo ci occuperemo soltanto della combustione ordinaria, considerata come mezzo di procacciar calore.

Premesse tali cose, è facile determinare le condizioni che si richiedono acciò un corpo combustibile possa bruciare. Prima di tutto è necessario che tra l'ossigeno atmosferico ed il corpo in combustione vi sia contatto immediato, avendo già detto in altra occasione, che fuori del contatto i corpi non si combinano. Talvolta, non ostante la presenza dell'ossigeno, la combustione non può aver luogo, o si arresta non appena cominciata, perchè il composto che si forma, interponendosi tra l'ossigeno e il corpo combustibile, ne impedisce il contatto scambievole. In questo caso sono que'corpi, che combinandosi coll'ossigeno, generano un composto solido e fisso. Il rame riscaldato nel gas ossigeno si accende, ma la combustione non continua, perchè il metallo resta coperto da uno strato di ossido, e nello stesso caso si trovano quasi tutti gli altri metalli, i quali sebbene ossidabili, non si potrebbero adoperare come combustibili, quando anche per ragioni economiche si potessero destinare a tal uso. Inversamente una condizione favorevolissima si ha, quando il prodotto della combustione è gassoso o volatile. In tal caso il corpo aeriforme dilatato dal calore, diventa più leggiero dell'aria, produce una corrente ascendente, e rinnova per tal modo il contatto dell'aria col combustibile. Da ciò procede la facilità con cui brucia il carbone, trasformandosi in un prodotto gassoso, qual'è l'acido carbonico; da ciò l'utilità de'cammini nel favorire la combustione, facilitando l'egresso all'acido carbonico prodotto, e per conseguenza il rinnovamento dell'aria in contatto del combustibile acceso.

Per determinare la combustione d'un corpo, è necessario riscaldarlo sino ad un certo segno; ma la temperatura che si richiede per produrre un tal effetto varia moltissimo colla natura de' corpi che si adoperano. Nella maggior parte de'casi la combustione cominciata che è, continua da se stessa, e senza che vi sia bisogno di ulteriore riscaldamento. Ciò ha luogo quando la temperatura che si sviluppa per la combustione non è inferiore a quella che si richiede per determinarla: la prima porzione che brucia in tal caso ne accende una seconda, questa una terza, e cosi di seguito, sino alla totale consumazione del corpo combustibile.

Ogni corpo diviene luminoso, o incandescente, come suol dirsi, quando è riscaldato ad una temperatura di 5 o 600 gradi termometrici. Un corpo gassoso incandescente costituisce la fiamma, e quelli che producono questo fenomeno sono, o tramandano un corpo gassoso durante la loro combustione. La fiamma d'una candela, d'un lume ad olio, d'un pezzo di legno è costituita dall'idrogeno carbonato, che bruciando, sviluppa tanto calore da divenire luminoso.

Per procurarsi il vapore necessario alle operazioni delle arti e delle vita domestica, si adoperano certe sostanze, che dall'uso a cui sono adoperate, si chiamano *combustibili*. Tutto il calore che s'impiega trae dunque la sua origine dalla combinazione chimica, e fuori di questo mezzo, non se ne conosce nessun altro per produrne economicamente. I combustibili comunemente adoperati sono il legno, il carbone vegetabile, il litantrace, il *coke*, la lignite, la torba. Questi corpi, i più diffusi, e però i meno costosi, sono nel tempo stesso quelli che riuniscono le condizioni più favorevoli, per produrre il massimo effetto, sviluppando maggior quantità di calore che la più parte degli altri; ma paragonati fra di loro, presentano delle notabili differenze, la cui conoscenza può essere utilissima per le applicazioni. Parlando dell'ossigeno, ho già avvertito che la quantità di calorico sviluppata nella combustione è in ragion diretta della quantità d'ossigeno consumata dal corpo combustibile. Conoscendo adunque la quantità relativa d'ossigeno che i diversi combustibili richiedono a peso eguale, per bruciare compiutamente, si potrà dedurre la quantità di calorico che svilupperanno durante la loro combustione, ciò che in altri termini dicesi *potere calorifico* o *riscaldante*.

Si sono proposti varii metodi per determinare il potere calorifico relativo de' combustibili. Il più semplice, e forse anche il più esatto, è quello di Berthier: esso è fondato sulla determinazione quantitativa dell'ossigeno che impiegano, dietro il principio già stabilito. Si mescola il corpo che si vuole esaminare, dopo di averlo ben polverizzato, con 30 volte circa il suo peso di litargirio, ossia protossido di piombo, e si riscalda il miscuglio in un crogiuolo di terra ad un alto grado di calore. Il litargirio si fonde e somministra l'ossigeno occorrente all'ossidazione totale del corpo combustibile, mentre il piombo ridotto, essendo più denso, si raccoglie in fondo del litargirio fuso. Terminata l'esperienza, che esige un grado di calore forte e protratto per un tempo piuttosto lungo, si rompe il crogiuolo, si stacca il bottone metallico, e si pesa. La quantità di piombo ottenuta, trovandosi in un certo rapporto coll'ossigeno ceduto al combustibile, e per conseguenza col potere calorifico di quest'ultimo, può servire a misurarlo. Per avere un termine di confronto, basta conoscere che il carbonio assolutamente puro, darebbe con questo trattamento una quantità di metallo 34 volte maggiore. La tavola seguente fa vedere quante unità di piombo sono prodotte da una di ciascun combustibile, e per conseguenza il potere calorifico relativo di questi ultimi:

Combustibile		Piombo ridotto
Legno	di quercia	12,5
«	di faggio	13,7
«	di pino.	13,7
«	di abete	14,5

Combustibile		Piombo ridotto
Torba	di Ham	12,3
«	di Vassy	13,0
«	di Framont	15,4
Lignite	di Edon	17,0
«	comune di Germania	18,4
«	di Saint-Lon	20,3
Litantrace	di Epinac	26,8
«	di Wigan (*candle-coal.*)	28,3
«	di Montebamboli (in Toscana) . . .	29,7
«	di Newcastle	30,9
Coke ordinario		30,0
Carbone	di pioppo	30,6
«	di quercia	31,3

I numeri precedenti rappresentano adunque il potere riscaldante relativo de'diversi combustibili che vi sono enumerati, val quanto dire, che se si prendessero pesi eguali di tali corpi e s'impiegassero a produrre un effetto determinato, per esempio a fondere del ghiaccio, o ad evaporare dell'acqua, le quantità di ghiaccio fuso o di acqua evaporata sarebbero proporzionali ai numeri citati nella tavola precedente. E se d'altra parte si volesse sostituire un combustibile ad un altro, per ottenere un dato effetto, bisognerebbe che la loro quantità relativa fosse in ragione inversa del potere calorifico corrispondente. Il legno e la torba hanno un potere calorifico quasi eguale, perciò sostituendo l'uno ad un egual peso dell'altro, l'effetto utile sarà il medesimo ne' due casi: lo stesso potrebbe dirsi del litantrace e del carbone di legno. All'incontro il potere riscaldante de' due ultimi è presso a poco doppio di quello dei due primi; quindi una parte in peso di litantrace o di carbone vegetabile equivale a due di legno o di torba, e viceversa. In molte operazioni delle arti, in cui non si ha bisogno di una temperatura altissima, l'effetto utile de' combustibili è in ragion diretta della quantità di calorico, che possono somministrare colla loro combustione, come per esempio quando trattasi di scaldare o di evaporare una soluzione. In tal caso la scelta del combustibile è indifferente, e va regolata a seconda del valore relativo; laonde si possono adoperare diversi combustibili, purchè la quantità di ciascuno sia proporzionata a norma del principio di sopra stabilito. Non si può dire lo stesso di certe operazioni metallurgiche, per le quali si richiede un forte grado di calore. In queste il successo dipende molto più dalla temperatura, che dalla quantità assoluta di calorico prodotto; quindi, a dati eguali, i combustibili densi producono migliori effetti dei leggieri, perchè riscaldano più degli ultimi. Da ciò s'intende come due combustibili dotati dello stesso potere calorifico possan produrre temperature differentissime, e però non esser indistintamente applicabili agli stessi usi. Il *coke* per il suo potere calorifico è alquanto inferiore al carbone di le-

gno. Ne' lavori delle fabbriche si ammette difatto che 1 parte di carbone equivale a 1 $\frac{1}{4}$ o a 1 $\frac{1}{2}$ di *coke*; ma quando trattasi di produrre un grado molto intenso di calore, il *coke* è preferibile a tutti gli altri combustibili.

L'aria è indispensabile alla respirazione degli animali: il suo ossigeno combinandosi coll'idrogeno e col carbonio del sangue, per formare acqua e acido carbonico, sviluppa il calore necessario alle funzioni della vita. I mezzi adunque impiegati dalla natura per produrre il calore animale sono analoghi a quelli di cui noi ci serviamo, e l'operazione colla quale vi perviene è anch'essa una specie di combustione. Questa differisce dalla combustione ordinaria dall'essere molto più lenta, e dal produrre una temperatura proporzionatamente più bassa; ma il calorico sviluppato ne'due casi, rapportato alla stessa quantità di combustibile, è presso a poco eguale. Un uomo adulto consuma in 24 ore un chilogrammo circa di ossigeno, per riscaldarsi alla temperatura uniforme di 37°,5. Un chilogrammo d'ossigeno, consumandosi per alimentare la combustione d'un fornello acceso, genera una temperatura molto più elevata; ma la combustione ha una durata proporzionatamente più breve, e per conseguenza i prodotti, cioè le quantità di calorico sviluppate, sono eguali ne' due casi.

METALLI

METALLI IN GENERALE

La conoscenza de'metalli è di un'antichità remotissima, mentre la storia parla di fonditori, di fabbri, di fabbricanti d'armi e di strumenti di agricoltura, che vissero più di 3000 anni avanti l'Era Cristiana. Nondimeno all'epoca de' Greci e de' Romani il numero de' metalli conosciuti era limitato a sette, cioè il ferro, il rame, l'argento, l'oro, il piombo, lo stagno ed il mercurio; oggigiorno ne conosciamo 46. La divisione de'corpi semplici in metalli ed in corpi non metallici è stata introdotta nella scienza da molto tempo, ed è ammessa da tutti i Chimici, sebbene però non tutti convengano nel fissare i limiti che separano queste due classi.

I metalli son solidi all'ordinaria temperatura, eccettuato il mercurio che è liquido, e non si solidifica che a 39 gradi sotto zero. Esposti all'azione del calore, la più gran parte di essi abbandonano lo stato solido e diventano liquidi, ma per fondersi esigono gradi differentissimi di calore. La seguente tavola indica l'ordine di fusibilità de' principali metalli:

Metallo		Metallo	
Mercurio	—39°	Palladio	Quasi infusibili, si agglomerano soltanto ad un violento fuoco di fucina.
Potassio.	+ 58	Molibdeno	
Sodio.	90	Uranio	
Stagno	230	Tunsteno	
Bismuto.	246	Cromo	
Piombo	334	Titanio	
Cadmio	360		
Zinco.	370	Cerio	Al più violento fuoco di fucina, nemmeno si agglomerano; ma si fondono per l'azione del cannello a gas ossidrogeno.
Argento.	1022	Osmio	
Rame	1092	Iridio	
Oro.	1102	Rodio	
Ferro.	2118	Platino	

Alcuni, come il mercurio, il cadmio, il sodio, il potassio, lo zinco, quando vengono fortemente riscaldati, si volatilizzano, sicchè si possono non solamente fondere, ma anche distillare.

I corpi annoverati fra' metalli sono dotati di un certo splendore caratteristico, che si chiama *splendore metallico*, il quale carattere dipende dall' essere compiutamente opachi e dall'avere una superficie unita, ond'è che non trasmettono i raggi luminosi, ma ne riflettono la massima parte. Difatti i metalli sono i corpi più opachi della natura, e però anche ridotti in lamine estremamente sottili, non lascian passare traccia di luce. L' oro soltanto fa eccezione a questa regola, mentre ridotto allo stato di massima attenuazione ond'è capace, trasmette il raggio verde; quindi è che una foglia d'oro sottile si mostra di tal colore, quando s' interpone tra l' occhio ed un corpo luminoso. Si credeva altravolta che un carattere essenziale ai metalli fosse quello di avere una forte densità; ma dapoichè ne conosciamo alcuni, come il potassio ed il sodio, che sono più leggieri dell' acqua, un tal carattere ha perduto ogni valore e non può servire di norma per distinguere i metalli dai corpi metalloidi.

Alcuni metalli si distendono facilmente in fili, passando pe'fori della trafila, ed in lamine sotto i colpi del martello o la pressione del laminatoio: nel primo caso si dicono *duttili*, nel secondo *malleabili*. Ce n' è all' incontro di quelli, che non potendo resistere, nè alla trazione, nè alle percosse, si spezzano, e per tal ragione si distinguono da' primi col nome di *fragili*. La duttilità de' metalli non è in ragione della malleabilità. Alcuni sono duttilissimi, ma poco malleabili: il ferro si può tirare in fili di una estrema finezza, mentre le lamine di questo metallo non si possono assottigliare oltre certi limiti. Lo stagno per l'opposto si lascia facilmente laminare, ma non se ne possono ottenere fili molto sottili. Alcuni metalli presentano le proprietà rammentate ad un grado prodigioso: Wollaston con un metodo particolare di sua invenzione è giunto ad ottenere fili di platino, il cui diametro non è maggiore di $\frac{1}{3000}$ di millimetro; dimodochè, sebbene questo metallo sia il più denso di tutti i corpi della natura, un filo ottenuto col metodo di Wollaston che avesse tremila piedi di lunghezza, non peserebbe più d'un grano. A tale oggetto si sceglie un filo di platino de'più fini che si possono fabbricare co'processi ordinarii, si fissa nell' asse d' uno stampo cilindrico di circa $\frac{1}{5}$ di pollice di diametro, e dentro vi si cola dell'argento fuso. Si ottiene per tal modo un cilindretto d'argento coll'anima di platino, che fatto passare pe' fori della trafila, si distende assottigliandosi uniformemente, per modo che la grossezza de'due metalli resta nello stesso rapporto; finalmente arrivato il filo composto al massimo grado di finezza, a cui si può ridurre col mezzo indicato, si tuffa nell'acido nitrico diluito, il quale discioglie l'argento, lasciando intatto il platino. Becquerel ha ottenuto con un metodo analogo fili di acciaio di 1/[illegible] di millimetro; ma per disciogliere l'argento, invece di acido nitrico che discioglierebbe anche l' acciaio, adopera il mercurio. Le più importanti applicazioni de'metalli ordinarii agli usi della vita e delle arti dipendo-

no dalla duttilità e dalla malleabilità di cui sono dotati. Queste due proprietà si trovano ne' metalli usuali nell'ordine seguente:

Duttilità	Malleabilità
Oro	Oro
Argento	Argento
Platino	Rame
Ferro	Stagno
Nichelio	Platino
Rame	Piombo
Zinco	Zinco
Stagno	Ferro
Piombo.	Nichelio.

Una proprietà pregevolissima de'metalli, e che comunemente è conosciuta col nome di *tenacità*, è quella di poter sostenere un grande sforzo, senza rompersi. Frai metalloidi sarebbe difficile di trovare una sostanza, che ridotta in forma di filo cilindrico di 2 millimetri di diametro, fosse capace di reggere alla trazione verticale esercitata dal peso di qualche libbra; mentre se invece un tal filo fosse di rame, potrebbe sostenere un peso di 137 chilogrammi, ed un filo di ferro della stessa dimensione richiederebbe per rompersi un peso di 250 chilogrammi. La tenacità de'metalli si misura dalla sforzo, che bisogna impiegare per produrre la rottura di fili dello stesso diametro, ed il mezzo con cui si perviene ad un tal risultato è semplicissimo. Si ottengono de'fili metallici di dimensioni rigorosamente identiche, obbligandoli a passare per lo stesso foro della trafila; poi se ne tagliano de'pezzi della stessa lunghezza, alla cui estremità si sospendono altrettanti piatti metallici esattamente pesati. Ciò eseguito dall'una parte, si sospendono i fili, fissandone stabilmente le estremità libere ad un regolo, e si aggiungono successivamente sul piatto de'piccoli pesi. Quando ciascun filo si rompe, si nota il peso che si era aggiunto quando è avvenuta la rottura, comprendendovi anche quello del piatto, e così si ha la misura del minimo sforzo che si richiede per vincere la tenacità di ciascun metallo. Si è trovato per tal modo che la tenacità varia moltissimo da un metallo all'altro, e che il minimo peso che si richiede per determinare la rottura di fili di diversi metalli aventi tutti un diametro di 2 millimetri, è rappresentato dai numeri sotto indicati:

Ferro	250 Chilogr.	Zinco.	50 Chilogr.
Rame	137	Nichelio	48
Platino.	125	Stagno	16
Argento	85	Piombo.	12
Oro	68		

Baudrimont avendo fatto recentemente dell'esperienze comparative, all'oggetto di determinare la tenacità de'diversi metalli alle temperatu-

re di 0°, di 100° e di 200°, ha trovato che in generale essa diminuisce col riscaldamento, ma che il ferro fa eccezione a questa regola, mentre la sua tenacità è maggiore a 200° che alle temperature inferiori a quest'ultimo limite. La tenacità può ancora venir modificata dall' influenza di varie altre cause, e principalmente dai corpi estranei, che si possono trovare accidentalmente mescolati col metallo, e dal modo in cui questo è stato lavorato. Di qui avviene che facendo de'saggi con fili dello stesso diametro e dello stesso metallo, ma di qualità diverse, si trova che richiedono per rompersi de'pesi differentissimi.

I fili metallici sottoposti alla trazione, prima di rompersi si allungano, e l' allungamento è proporzionale al peso, da cui la trazione è prodotta. Se il peso impiegato nel fare tale esperienza non è molto grande, tolto che sia, il filo riprende la sua lunghezza primitiva; ma se si sopraccarica oltre certi limiti, il filo conserva un allungamento permanente, anche dopo che la trazione è cessata. Il peso minimo che si richiede per produrre un tale effetto serve a stabilire il *limite dell'elasticità normale* del metallo, e spesso è molto minore di quello che si richiederebbe per determinare la rottura del filo. Nelle opere di costruzione bisogna tener conto di questa circostanza importante, badando che i fili metallici che s'impiegano, non vengano mai sottoposti a sforzi maggiori di quelli che può comportare il limite di sopra indicato, mentre nel caso contario il filo metallico allungandosi, si assottiglia nel tempo stesso, e per conseguenza sotto l'azione prolungata di tali sforzi divien capace di rompersi per un peso molto minore di quello, che sarebbe stato necessario per produrre la rottura nelle condizioni primitive.

La luce riflessa dai metalli si compone in parte di luce naturale, che la superficie metallica rimanda indecomposta, ed in parte di alcuni raggi semplici, che sono complementarii di quelli che sono stati assorbiti. Il colore del metallo dipende dalla natura e dalla proporzione relativa di questi raggi semplici riflessi, ma la sua intensità è varia, a seconda della quantità più o meno grande di luce bianca, colla quale essi si trovano mescolati. E siccome la quantità di luce decomposta è piccolissima rispetto a quella della luce naturale, la maggior parte de'metalli hanno un colore che si approssima al bianco, con qualche sfumatura di grigio, di azzurro, di giallo o di rosso; in altri casi la luce decomposta predomina, ed il metallo ha un colore molto più pronunziato, come p. e. nel rame, che è di color rosso, e nell'oro che è di color giallo aranciato. Inoltre la proporzione relativa della luce naturale e della luce decomposta, essendo variabile a seconda dell'angolo d'incidenza del fascio luminoso, il colore de'metalli è anch'esso soggetto a variare, a seconda che si guardano più o meno obbliquamente. La quantità di luce che si decompone è tanto maggiore per quanto più piccolo è l' angolo che il fascio incidente e riflesso fanno colla normale, e viceversa; di qui avviene che il colore de'metalli presenta il massimo grado d'intensità, quando la luce è riflessa in direzione normale, ed è quasi bianco, anche nei metalli colorati, quando si guardano in direzione tangente alla superficie metallica. Si può aumentare la proporzione di luce decomposta,

moltiplicando il numero delle incidenze e delle riflessioni dello stesso fascio luminoso. Così se si situano paralellamente due superficie metalliche perfettamente levigate, e si fa cadere sull' una di esse un fascio di raggi luminosi, sotto un angolo vicino a 90°, ricevendo sul secondo specchio la luce riflessa dal primo, poi nuovamente sul primo quella riflessa dal secondo, e così di seguito, si osserva che l'intensità del colore va aumentando col numero delle riflessioni, a tal segno che alcuni di essi presentano un colore molto diverso da quello che hanno nelle condizioni ordinarie, come si potrà giudicare dai risultati ottenuti da Prevost, applicando ai metalli usuali il metodo precedentemente descritto, ed osservando il coloro che presentava il fascio luminoso dopo 10 riflessioni consecutive.

Il colore del rame, che nelle condizioni ordinarie è rosso pallido, e contiene $\frac{9}{10}$ di luce indecomposta, diviene rosso intenso dopo dieci riflessioni, ed in tale stato vi restano soltanto [illegible]/10 di luce naturale. Il bronzo da campane, che è giallo aranciato pallido, apparisce egualmente di color rosso intenso, e vi rimangono [illegible]/10 di luce bianca. Il color giallo dell'ottone ordinario si cambia in rancione, sebbene vi rimangono ancora $\frac{6}{10}$ di luce naturale. La luce riflessa dall' argento acquista una tinta rossa sensibile, ma poco pronunziata, perchè va unita a $\frac{9}{10}$ di luce bianca. Lo zinco acquista un colore azzurro d'indaco, sebbene sbiadito, perchè i $\frac{9}{10}$ della luce riflessa sono allo stato naturale. L'acciaio riflette una luce violacea, ma poco intensa, perchè tuttavia mescolata a $\frac{97}{100}$ di luce indecomposta. Finalmente la lega di stagno e rame, con cui si fanno gli specchi da telescopii, e che è sensibilmente bianca dopo una sola riflessione, presenta una tinta rossa molto pronunziata.

Se riducendo in lamine sottilissime i diversi metalli, fosse possibile di renderli trasparenti, il colore trasmesso sarebbe naturalmente complementario di quello che essi riflettono; per cui i metalli che hanno un color rosso, o che si avvicina al rosso, dovrebbero trasmettere il raggio verde, come di fatto si osserva nell'oro; lo zinco, che per riflessione è azzurro, guardato per trasparenza, sarebbe aranciato; e l'acciaio, che è violaceo, sembrerebbe giallo.

Fra' diversi metalli si notano ancora grandissime differenze dal lato della durezza. Il manganese per esempio, incide l'acciaio meglio temprato, e scintilla coll'acciarino; il ferro incide la più gran parte degli altri metalli; il piombo al contrario si lascia intaccare coll'unghia; finalmente il sodio ed il potassio sono più molli della cera. I metalli sono i migliori conduttori del calorico e dell'elettricità. Tale conducibilità peraltro diminuisce moltissimo col riscaldamento. Intanto molte delle proprietà già rammentate son comuni a certi corpi metalloidi, e viceversa ben di rado occorrono tutte riunite nello stesso metallo. Laonde non è possibile ricavare da tali caratteri una norma sicura per distinguere i metalli da' corpi metalloidi.

Stato naturale. — Pochi sono quei metalli che s'incontrano allo stato libero nel regno minerale, vale a dire non combinati ad altri cor-

pi, e sono ordinariamente quelli che hanno un' affinità debolissima per le altre sostanze, e che non si alterano in contatto degli agenti atmosferici : tali sono l'oro, il platino, l'iridio; talvolta l'argento, il mercurio, il bismuto. I metalli ordinarii, che hanno delle affinità abbastanza energiche, reagendo a poco a poco sulle altre sostanze che li circondano, vi si uniscono e danno origine ai composti minerali, da cui si ricavano pe' bisogni delle arti e dell'industria. Fra i composti metallici nativi, i più ovvii ed i più abbondanti sono gli ossidi ed i solfuri. I primi occorrono, ora allo stato puro, ora combinati coll'acqua o coll'acido carbonico : in tale stato la natura ci offre il ferro, il manganese, il calcio, lo stagno. I solfuri talvolta s'incontrano isolati, come sono quelli di ferro, di piombo, di zinco, di mercurio; tal'altra combinati con altri solfuri allo stato di solfosali nativi, come i solfuri di rame, di argento e qualche altro. I cloruri, i bromuri, i seleniuri, i telloruri nativi sono composti poco comuni, e non mai così abbandonati da poterne estrarre con qualche vantaggio i rispettivi metalli.

Estrazione. — I processi con cui si ricavano i metalli dalle loro miniere variano a seconda del minerale che si adopera e delle proprietà del metallo che si vuole ottenere. Gli ossidi si ripristinano facilmente, riscaldandoli con sostanze combustibili, le quali impossessandosi dell'ossigeno, lasciano il metallo allo stato libero. La sostanza comunemente adoperata come corpo riduttore è il carbone, il quale ha la proprietà di decomporre gli ossidi metallici per mezzo del riscaldamento, trasformandosi in ossido di carbonio. Talvolta si riducono gli ossidi metallici per mezzo del gas idrogeno, che si fa passare sull'ossido riscaldato. Il metallo così ottenuto è molto più puro di quello ridotto per mezzo del carbone; ma un tal metodo non si può impiegare che per le sperienze di gabinetto, in cui si richiedono de' metalli purissimi, e che basta avere in piccola quantità. Peligot raccomanda in questo caso di ridurre per mezzo del gas idrogeno i cloruri metallici invece degli ossidi. La riduzione si effettua colla stessa facilità, e siccome essi sono per la maggior parte solubili e cristallizzabili, si possono ottenere assolutamente puri, cosa che per gli ossidi non è sempre praticabile.

Quanto al trattamento de' solfuri, non si possono stabilire regole generali : nella più gran parte de' casi si arrostisce prima il minerale in contatto dell'aria, per trasformarlo in ossido, poi si riduce per mezzo del carbone l'ossido ottenuto.

COMPOSTI METALLICI.—METALLI ED OSSIGENO—Fra i metalli conosciuti sei soltanto sono capaci di combinarsi coll'ossigeno all'ordinaria temperatura, gli altri non vi spiegano azione, o se pure vi si combinano, l'azione non ha luogo che col favore del riscaldamento. Molti di essi decompongono l'acqua, sviluppando gas idrogeno, alcuni alla temperatura ordinaria, altri coll'aiuto del calore, o in contatto degli acidi liberi. La rapidità dell'ossidazione in tal caso è, generalmente parlando, in ragione della temperatura e della concentrazione dell'acido che si adopera. Gli acidi forti spiegano un' azione pronta ed energica, quella degli acidi deboli è invece lenta ed insensibile; ma dopo un certo

tempo si gli uni come gli altri producono lo stesso effetto, ed il metallo resta ossidato. L'ossidazione di certi metalli che si lasciano per lungo tempo esposti in contatto dell'aria, dipende in gran parte dall'azione combinata dell'acqua e dell'acido carbonico dell'atmosfera, quindi un metodo semplice e sicuro per garentirli dall'ossidazione, è quello di preservarli dal contatto dell'acido carbonico e dell'umidità atmosferica. Il ferro, che si copre di ruggine, restando per qualche tempo in contatto dell'aria, non si altera menomamente, se si tiene immerso in una debole soluzione di potassa caustica, o semplicemente in un' atmosfera assolutamente priva di acido carbonico.

Ciascun metallo forma coll'ossigeno diversi ossidi, e pochissimi sono quelli che ne hanno un solo; ma sul numero degli ossidi che un metallo può formare, non si possono stabilire regole generali. In molti casi i gradi di ossidazione corrispondono a quelli de' metalli più affini per le proprietà, ed allora gli ossidi corrispondenti hanno una composizione analoga e sono il più delle volte isomorfi. Tra il ferro, il cromo ed il manganese; tra il bario, lo stronzio ed il calcio; tra il tunsteno ed il molibdeno; tra lo stagno ed il titanio ec. si osservano relazioni di questa natura.

Alcuni ossidi metallici fanno ufficio di basi, e messi in contatto cogli acidi, vi si combinano per formare de' sali. Altri invece, funzionano essi stessi da acidi, e generano de' sali combinandosi con le basi, che è quanto dire con altri ossidi metallici più elettropositivi. Molti non sono nè basici nè acidi, e non si combinano con altre sostanze, che passando ad un grado inferiore di ossidazione, o combinandosi con una nuova quantità di ossigeno. Intanto fra le reazioni chimiche degli ossidi e la loro composizione atomica si osserva un intimo legame, che nella più gran parte de' casi permette di riunirli in gruppi, prendendo per norma le formule. Questi gruppi si possono ridurre a quattro, cioè *ossidi basici*, *ossidi indifferenti*, *ossidi acidi* e *ossidi salini.*

1° Gli ossidi basici contengono per l'ordinario un equivalente di metallo ed uno di ossigeno, talvolta due di metallo e tre di ossigeno, raramente due di metallo e uno di ossigeno. In tutti i casi i protossidi sono le basi più energiche, e la loro affinità per gli acidi supera quella de' sesquiossidi e de' sottossidi.

2° Gli ossidi indifferenti sono formati quasi sempre da un equivalente di metallo e due di ossigeno. La loro proprietà caratteristica è quella di non combinarsi, nè come acidi, nè come basi. Quando si riscaldano cogli acidi forti, e soprattutto coll'acido solforico, lasciano sviluppare metà dell'ossigeno che contengono, e si trasformano in protossidi. Trattati coll'acido idroclorico, si convertono in cloruri mettendo il cloro in libertà, e cogli altri idracidi si conducono in un modo analogo.

3° Gli acidi metallici hanno per la maggior parte una composizione corrispondente a quella dell'acido solforico e dell'acido selenico, ed alcuni sono isomorfi con questi ultimi, come per esempio, gli acidi cromico e manganico. Altri contengono un equivalente di metallo e

due di ossigeno, come l'acido stannico e l'acido titanico. Gli acidi ossimanganico ed ossicromico sono i soli in cui tra il radicale e l'ossigeno si trova il rapporto di 2 : 7. Finalmente vi sono i sesquiossidi, che il più delle volte tengono luogo di basi, combinandosi con gli acidi, ma talvolta ancora quello di acidi, combinandosi con le basi: i sesquiossidi di ferro, di alluminio, di cromo, di manganese formano con varii protossidi de' composti cristallizzati che s'incontrano nel regno minerale, come il ferro ossidulato $FeO+Fe^2O^3$, lo spinello $MgO+Al^2O^3$, il pleonasto $FeO+Al^2O^3$, la Gahnite $ZnO+Al^2O^3$, il ferro cromato $FeO+Cr^2O^3$ ec.

4° Si chiamano ossidi salini quelli che risultano dalla combinazione di due ossidi dello stesso metallo. I più ovvii hanno una composizione che corrisponde alla formula empirica M^3O^4, e contengono un protossido ed un sesquiossido, il primo funzionante da base, il secondo da acido. Trattati cogli acidi essi si decompongono, producendo un sale a base di protossido ed un altro a base di sesquiossido. Il ferro ossidulato dei Mineraloghi $=FeO+Fe^2O^3$, l'haussmanite$=MnO+Mn^2O^3$ appartengono a questo tipo di combinazioni.

Per preparare gli ossidi metallici, s'impiegano metodi diversi, a seconda del metallo che si adopera e del grado d'ossidazione che si vuole ottenere. Indicherò ciò non ostante alcune regole generali.

1° Calcinando i metalli in contatto dell' aria o del gas ossigeno, si possono ottenere la più gran parte degli ossidi. Alcuni, come l'oro, il platino, l'argento e qualche altro, non si ossidano con questo mezzo, perchè i loro ossidi si riducono col riscaldamento; è naturale per conseguenza che non si possano formare in quelle stesse condizioni, in cui formati sarebbero decomposti.

2° Decomponendo un sale solubile per mezzo di un alcali, l'ossido si precipita, il più delle volte combinato coll'acqua, perciò questo metodo s'impiega vantaggiosamente, per ottenere gli ossidi idrati.

3° Spesso si ricorre alla decomposizione de' carbonati per mezzo del riscaldamento. Tranne i carbonati di potassa e di soda, tutti gli altri lasciano sviluppare il loro acido carbonico ad un grado di calore diverso, a seconda dell'affinità con cui è ritenuto dalla base. Un tal metodo per altro non può venire adoperato per ottenere quegli ossidi, che per l'azione del semplice riscaldamento si riducono allo stato metallico.

4° Molti ossidi si ottengono calcinando gli azotati rispettivi: l'acido si sviluppa trasformato in ossigeno ed in acido ipoazotico, e resta l'ossido metallico isolato. Si eccettuano gli azotati di potassa e di soda, che per l'azione del calore non cedono il loro acido, e quelli che hanno per base un ossido poco stabile, il quale in tal caso si riduce allo stato metallico, come gli azotati di argento, di rodio e di platino.

Metalli e solfo — La maggior parte de' metalli, riscaldati nel vapore di solfo, si accendono e bruciano, come fanno nel gas ossigeno, trasformandosi in solfuri. Talvolta basta mescolare il metallo allo stato

di limatura col solfo in polvere e riscaldare il miscuglio : nell'atto che i due corpi si combinano, si manifesta una viva ignizione, e si ottiene un solfuro metallico fuso. Con questo metodo si preparano artifizialmente i solfuri di piombo, di rame, di ferro, di mercurio ; ma i prodotti contengono il più delle volte del metallo non combinato. Per ottenere de'solfuri metallici di una composizione costante, conviene decomporre con idrogeno solforato i sali de'rispettivi metalli : l'ossido e l'idrogeno solforato, decomponendosi reciprocamente, formano acqua, ed un solfuro metallico che si precipita.

Si conoscono de' solfuri basici, de' solfuri acidi, de' solfuri indifferenti e de' solfuri salini. Tra la composizione atomica de' solfuri e le loro proprietà si osservano gli stessi rapporti che abbiam notati fra gli ossidi ; per modo che ciascun solfuro si conduce cogli agenti chimici come l'ossido corrispondente dello stesso metallo. Un solfuro adunque è basico, acido, indifferente, se per la composizione corrisponde ad un ossido basico, acido o indifferente.

Riscaldando all'aria libera certi solfuri, essi attirano ossigeno, e si trasformano in solfati ; altri si decompongono, lasciando sviluppare tutto il solfo che contengono allo stato di acido solforoso. Il più delle volte si può cogli stessi composti ottenere or l'una or l'altra reazione, scaldandoli a temperature diverse. Al color rosso nascente la pirite si trasforma in solfato di ferro, mentre ad una temperatura maggiore sviluppa acido solforoso, e lascia ossido di ferro per residuo. Molti solfuri si trasformano in solfati sotto l'influenza de'corpi ossidanti, quali sono l'acido nitrico, l'acqua regia, l'acqua ossigenata.

Cloro, bromo e metalli — I cloruri ed i bromuri si possono ottenere direttamente, trattando col cloro o col bromo i metalli rispettivi. L'affinità de' metalli per i corpi alogeni è grandissima, di modo che non appena messi in contatto si combinano, ed il più delle volte anche alla temperatura ordinaria; spesso ancora l'azion chimica si manifesta con vivo sviluppo di luce e calorico. Un filo di rame, di acciaio, di ottone, purchè abbastanza sottile, si può accendere in un atmosfera di gas cloro, producendo una combustione analoga a quella della spirale di ferro nel gas ossigeno. Per riuscirvi, si dà al filo metallico la forma di spirale, ed all'estremità libera di questa si assicura una foglia sottilissima di rame, e propriamente di quelle che si trovano in commercio col nome di *oro falso*. Introducendo il filo così apparecchiato in una boccia piena di gas cloro, si manifesta subito una combustione, che dalla foglia metallica si propaga al filo, il quale brucia e si consuma successivamente, trasformandosi in cloruro. Per l'ordinario i cloruri metallici si preparano, decomponendo gli ossidi, o i loro carbonati per mezzo dell'acido idroclorico, di modo che fra l'ossido metallico e l'idracido ha luogo una doppia decomposizione, i cui prodotti sono acqua ed un cloruro metallico.

I cloruri ed i bromuri si disciolgono facilmente, non solo nell'acqua, ma anche nell'alcole, ad eccezione del cloruro d'argento e del sottocloruro di mercurio, che sono affatto insolubili. Il cloruro ed il

bromuro di piombo sono poco solubili nell'acqua e del tutto insolubili nell'alcole. Nelle analisi qualitative si profitta della insolubilità del cloruro e del bromuro d'argento, per iscoprire la presenza de' cloruri e de' bromuri. L'azotato di argento produce difatto un precipitato bianco nelle soluzioni che contengono la più piccola traccia di tali sostanze. Le reazioni caratteristiche del precipitato sono di esser insolubile nell'acqua e nelle soluzioni acide, ma solubilissimo nell'ammoniaca, e di annerirsi alla luce solare, decomponendosi parzialmente.

Iodo e metalli — Gl' ioduri si preparano come i cloruri ed i bromuri, coi quali hanno grandissima somiglianza. Ne differiscono peraltro perchè il precipitato che danno col nitrato d'argento è verdastro, un poco solubile nell'acido nitrico ed insolubile nell'ammoniaca. Parlando dell'iodo, ho indicato il metodo che s'impiega per iscoprire la presenza degl'ioduri.

Fluore e metalli — Di tutti i corpi conosciuti il fluore è certamente quello che ha la maggiore affinità pe'metalli, come si può giudicare dalla facilità con cui questo elemento, appena divenuto libero, si combina col platino, coll'oro, coll'argento. Facendo passare una corrente elettrica nell'acido idrofluorico, quest'ultimo si decompone; ma il fluore che si sviluppa sull'elettrode positivo, resta combinato col metallo, di cui si compone il filo conduttore. Decomponendo il fluoruro di argento per mezzo del cloro, come fu osservato da Davy, si forma cloruro d'argento, ed il fluore nell'atto stesso che divien libero, si unisce al metallo, di cui è composto il vaso in cui ha luogo l'esperienza, circostanza che sinora ha impedito d'isolare questo metalloide.

I fluoruri si preparano ordinariamente trattando gli ossidi metallici con acido idrofluorico. Per iscoprire la presenza di essi, si profitta della proprietà che hanno di decomporsi in contatto dell'acido solforico concentrato, sviluppando vapori di acido idrofluorico, che corrodono il vetro.

Azoto e metalli — I metalli riscaldati nel gas azoto, non vi si combinano. Certi ossidi peraltro producono acqua e gli azoturi metallici corrispondenti, quando si riscaldano ad una temperatura non molto elevata in una corrente di gas ammoniaco ben secco. Gli azoturi ottenuti con questo metodo presentano il fatto importante di avere una composizione atomica corrispondente a quella dell'ammoniaca, quasi il metallo vi tenesse il luogo dell'idrogeno e ne facesse le veci. Recentemente Vöhler è riuscito a preparare varii di questi azoturi, calcinando col sale ammoniaco gli ossidi metallici corrispondenti.

Classificazione — Le conoscenze che possediamo sulla natura dei metalli non sono per anche così estese da permettere una classificazione naturale, come è quella che abbiamo adottata per i corpi metalloidi, ordinandoli secondo il maggior numero de'caratteri comuni ad essi, ed a seconda dell'importanza di tali caratteri. Provvisoriamente adunque seguiremo la classificazione di Thénard, la quale è fondata sul diverso grado di affinità che i metalli hanno per l'ossigeno. Tale classificazione è senza dubbio artificiale, perchè stabilita sopra un solo ca-

rattere ; ma ciò non ostante essa è utilissima , perchè tal carattere è il più importante , essendo quello che più degli altri giova conoscere nella pratica. Si è convenuto di misurare l'affinità, che i metalli hanno per l'ossigeno, dalla maggiore o minore facilità con cui decompongono l'acqua , e dalla temperatura che bisogna impiegare per produrre tale decomposizione. Il principio di tale classificazione venne stabilito da Thénard ; il posto che occupano i metalli nelle rispettive sezioni risulta da esperienze posteriori fatte da Regnault.

PRIMA SEZIONE

I metalli della prima sezione decompongono l'acqua anche alla temperatura di 0°, trasformandosi negli ossidi rispettivi , e sviluppando gas idrogeno.

Potassio	Stronzio
Sodio	Calcio
Litio	Magnesio.
Bario	

POTASSIO

Il potassio fu scoperto nel 1807 da Davy, che l'ottenne esponendo un pezzo d' idrato di potassa fra i poli di una pila voltiana composta di 200 coppie ; l' ossigeno si sviluppò al polo positivo, ed al polo negativo si formarono de' globetti metallici di potassio puro. Frattanto il metallo così ottenuto si riossidava all' aria durante l' esperienza , e non riuscì a Davy di ottenerlo in quantità sufficiente da poterlo esaminare; quindi immaginò di adoperare il mercurio come conduttore negativo , e difatti con questo mezzo riuscì a produrre un'amalgama , la quale sottoposta alla distillazione, lasciò il potassio per residuo.

Estrazione. — Gay-Lussac e Thénard avendo osservato che ad un'altissima temperatura il ferro è capace di decomporre la potassa , riducendo il potassio, prepararono questo metallo, facendo arroventare una canna di fucile ricurva, e contenente nell'interno della limatura di ferro, sulla quale facevano lentamente colare dell' idrato di potassa fuso. Il potassio reso libero, si riduceva in vapori, che si condensavano nella parte fredda della canna , ed il metallo fuso colava in un recipiente di rame pieno per metà d'olio di nafta rettificato.

Curandon , quasi nello stesso tempo , dimostrò che anche il carbone è capace di decomporre la potassa, ed in seguito Brunner profittò di tale osservazione, per estrarre il potassio con un metodo molto più semplice e più produttivo dei precedenti. Una precauzione indispensabile alla buona riuscita dell' operazione è quella di favorire quanto più si può il

contatto del carbone colla potassa; se il miscuglio fosse imperfetto, potrebbe accadere che la potassa fusa guadagnasse il fondo ed il carbone la superficie, in guisa da non esservi che pochi punti di contatto fra le due sostanze. Per ovviare a tale inconveniente, e per ottenere quanto più è possibile un miscuglio esatto, si adopera un sale organico di potassa, che decomposto in vasi chiusi coll'azione del calore, lascia gran quantità di carbone. Il tartaro crudo, o bitartarato di potassa impuro, conviene a quest'uso a preferenza di ogni altro. A tal fine si riscalda questo sale in un crogiuolo coperto, aumentando gradatamente la temperatura; cessato lo sviluppo dei gas combustibili, si toglie il vase dal fuoco, e dopo che è raffreddato, se ne cava il residuo, e si mescola mentr'è ancora caldo, con una quantità di carbone in pezzi, che dev'essere circa un decimo del peso del tartaro adoperato. Fatto così il miscuglio, s'introduce in una bottiglia di ferro, in modo da empirne la capacità per i tre quarti. Quelle che dalla Spagna si spediscono in commercio piene di mercurio, convengono benissimo a questo uso. All'apertura della detta bottiglia si adatta un pezzo di canna di fucile della lunghezza di 30 centimetri circa, e si situa sopra un fornello di mattoni refrattarii nel modo indicato dalla *fig.* 47. Indi si annette all'apparecchio un recipiente di rame contenente dell'olio di nafta. Ciò fatto, si accende il fornello e si riscalda la bottiglia quanto più fortemente si può: il carbonato di potassa ed il carbone del tartaro reagiscono l'uno sull'altro, producendo ossido di carbonio che si sviluppa, e potassio ridotto, che distilla e si raduna al di sotto dell'olio di nafta. Oltre a questi prodotti se ne formano ancora degli altri, che derivano dalla reazione secondaria del potassio sull'ossido di carbonio, i quali spesse volte condensandosi, ostruiscono il tubo di ferro, e non fanno riuscire la preparazione. Per rimediare a tale inconveniente, fa d'uopo di tanto in tanto introdurre in detto tubo un filo di ferro, e togliere i corpi estranei che depositandosi, si oppongono all'egresso dei prodotti volatili.

Il potassio ottenuto con questo metodo non è puro, ma contiene molto carbone ed un prodotto derivante dall'azione del potassio sull'ossido di carbonio. Per depurarlo da ogni corpo estraneo, bisogna distillarlo nuovamente in una storta di ferro con un po' d'olio di nafta. Quest'ultima sostanza comincia a bollire molto prima del potassio, ed il vapore che si forma, scacciando tutta l'aria contenuta nella storta, preserva il metallo dall'ossidazione. Del resto la preparazione di questo metallo è una delle operazioni più difficili della Chimica, per cui raramente viene eseguita ne'laboratorii, e quasi tutto il potassio che si trova in commercio si prepara nelle fabbriche della Germania.

Proprietà. — Questo metallo è solido alla temperatura ordinaria, e dotato di splendore metallico. Appena tagliato è bianco come l'argento; ma quando si espone all'aria, ne assorbe l'ossigeno e si appanna alla superficie. Il suo peso specifico è di 0,865, e quindi è più leggiero dell'acqua. È più molle della cera ordinaria, e si può come questa impastare fra le dita. Riscaldato, si fonde alla temperatura di 58°, ed al calor rosso nascente si volatilizza, producendo un vapore di color verde.

Esposto all'ordinaria temperatura in contatto dell'aria atmosferica o del gas ossigeno, assorbe quest'ultimo, e si converte in protossido di potassio. Riscaldato all'aria libera, si accende e brucia con grande sviluppo di luce e calorico, trasformandosi in perossido di potassio. Messo in contatto coll'acqua, decompone istantaneamente questo liquido, ossidandosi e sviluppando gas idrogeno, che brucia con fiamma porporina.

L'affinità del potassio per l'ossigeno supera quella di tutti gli altri corpi conosciuti; il che rende indispensabile la precauzione di preservarlo dal contatto dell'aria, dell'acqua e di qualunque altra sostanza capace di cedere ossigeno. A tale oggetto si suol conservare in bocce smerigliate piene d'olio di nafta, sostanza composta esclusivamente di carbonio e d'idrogeno, e però incapace di ossidare il potassio.

Si conoscono due combinazioni del potassio coll'ossigeno, cioè un protossido ed un perossido, de'quali il primo è sempre una base salificabile, l'altro appartiene al gruppo degli ossidi indifferenti, e però non funziona, nè da base, nè da acido.

Protossido di potassio $= KO$ — Per preparare il protossido di potassio perfettamente puro, bisogna esporre il potassio ridotto in fette sottili, al contatto dell'aria atmosferica ben disseccata. Senza quest'ultima precauzione, si formerebbe l'ossido idrato, dal quale non si potrebbe più separare l'acqua con nessun mezzo.

Questo composto è bianco, oltremodo caustico, e fusibile ad una temperatura inferiore a quella del calor rosso. Esposto all'aria libera, ne attira avidamente l'umidità e l'acido carbonico, e si riduce in un liquido denso, che è una soluzione concentratissima di carbonato di potassa. La sua combinazione coll'acqua è un vero sale, in cui la potassa fa l'ufficio di base, l'acqua di acido. L'affinità della potassa per gli acidi è superiore a quella di tutti gli altri ossidi metallici; per tal motivo, versando dell'ossido di potassio nella soluzione di un sale qualunque, la base di quest'ultimo resta separata, e se è insolubile, si precipita.

Le combinazioni dell'ossido di potassio cogli acidi, o in altri termini i sali di potassa, sono solubili nell'acqua, e si distinguono dai sali degli altri ossidi metallici dalla proprietà che hanno di dare col bicloruro di platino un precipitato giallo pochissimo solubile nell'acqua, ed insolubile nell'alcole, composto di cloruro di potassio e bicloruro di platino.

Idrato di potassa $= KO + HO$ (potassa) — Per procurarsi tale sostanza con economia ed in quella quantità che richiedono i numerosi usi, a cui s'impiega ne'laboratorii, si forma una soluzione di carbonato di potassa in dodici o quindici volte il suo peso d'acqua, si riscalda sino al grado dell'ebollizione in una conca di ferro fuso, e vi si aggiunge un peso di calce viva eguale a quella del carbonato impiegato. La calce decompone il carbonato di potassa formando carbonato di calce insolubile che si precipita, mentre la potassa, si combina coll'acqua, per formare l'idrato, che rimane disciolto. Si fa bollire il miscuglio per qualche tempo, avendo cura di riaggiungere acqua a misura che si evapora, sino a che filtrando una porzione di liquido, e versandovi dell'acqua di calce, non si produca intorbidamento visibile. Allora si filtra la

soluzione per tela, e si lava il precipitato con acqua bollente. Bisogna intanto osservare che la calce non decompone il carbonato di potassa che in contatto di una sufficiente quantità d'acqua, e se la soluzione contiene meno di sei parti di liquido per una di carbonato, non viene decomposta dalla calce. Anzi se si riscalda del carbonato di calce in una soluzione concentrata di potassa, quest'ultima toglie l'acido carbonico al carbonato calcareo, e si trasforma in carbonato di potassa. Per ottenere l'idrato di potassa allo stato solido, si evapora il liquido quanto più rapidamente è possibile, in un bacino di ferro o di argento. Siccome per altro durante tale evaporazione la potassa attira dall'aria atmosferica un poco di acido carbonico, è necessario spogliare l'idrato di potassa da questo carbonato che si riproduce, come pure da qualche traccia di calce, e dai sali che conteneva la soluzione. Perciò quando il liquido ha acquistato una consistenza sciropposa, vi si aggiunge il triplo o il quadruplo del suo peso di alcole concentrato, si agita il miscuglio, e s'introduce la soluzione spiritosa in un vaso di vetro alto e stretto, che si chiude ermeticamente, e si lascia riposare per lo spazio di circa 24 ore. Durante questo intervallo la soluzione si divide in tre strati, de'quali il superiore che è il più abbondante, presenta una tinta rossastra, e consiste in una soluzione d'idrato di potassa nell'alcole puro; lo strato medio è una soluzione acquosa di carbonato di potassa e dei sali provenienti dalle impurità del carbonato impiegato; finalmente le sostanze terrose insolubili nell'alcole e nell'acqua, compongono il terzo strato. Si decanta il solo strato superiore per mezzo di un sifone, s'introduce il liquido alcolico in una storta munita di recipiente, e si distilla. Quando i tre quarti circa dell'alcole son passati alla distillazione, si ritrae dalla storta il liquido concentrato, s'introduce in una cassula d'argento, si evapora a secco, e si riscalda gradatamente la massa al calor rosso, finchè sia del tutto fusa. In tale stato si cola in un'altra cassula d'argento ben secca, ove in pochi istanti si solidifica. Finalmente si ritrae da quest'ultima il prodotto ottenuto, riducendolo in pezzi, che si conservano in una boccia ben chiusa.

L'idrato di potassa è solido, bianco, caustico, fusibile prima del calor rosso, solubilissimo nell'acqua e nell'alcole, mediocremente solubile nell'etere. Esposto all'aria libera, ne attira l'acqua e l'acido carbonico, e cade in deliquescenza; disorganizza e discioglie i tessuti organici che tocca, e però la sua soluzione ha un tatto untuoso. Quando è molto concentrata, cristallizza in rombottaedri, che hanno per formula $KO,HO+4Aq$. Possiede reazioni alcaline molto energiche; e difatto anche disciolto in una gran quantità di acqua, arrossa la tintura di curcuma, inverdisce lo sciroppo di viole, e ristabilisce il colore della tintura di laccamuffa arrossata dagli acidi. L'azoto e l'idrogeno non hanno azione su tale composto; il carbone ad una temperatura altissima lo decompone, producendo idrogeno carbonato, ossido di carbonio e potassio. Il cloro ed il bromo col favore del riscaldamento producono cloruro e bromuro di potassio, mentre l'ossigeno e l'acqua si sviluppano allo stato libero; l'iodo al contrario non lo decompone. L'idrato di potassa

resiste all' azione del più forte grado di calore che possiamo produrre, senza decomporsi; perciò una volta che l' ossido di potassio e l' acqua si sono combinati, non è più possibile separarli. L'acqua fa le veci di acido in questo composto, e non può essere scacciata che da un altro acido. Per tal motivo tutti gli acidi, non esclusi i più deboli, decompongono l' idrato di potassa, prendendo il posto dell' acqua.

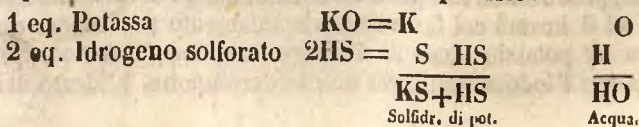
Riscaldando questo idrato con diversi metalli, accade talvolta che il metallo si ossida, decomponendo l'acqua dell'idrato, alla quale toglie l'ossigeno, mentre l'idrogeno si sviluppa. Altri metalli prendono l'ossigeno dall'aria, ed in ambi i casi l'ossido formato si combina colla potassa; sicchè ad eccezione del ferro e dell' argento, tutti gli altri metalli sono attaccati, quando si riscaldano coll'idrato di potassa. Di qui la necessità di adoperare vasi di ferro o di argento per le sperienze in cui trattasi di arroventare l' idrato di potassa.

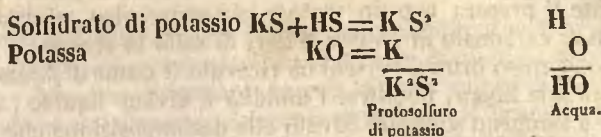
Perossido di potassio $= KO^3$ — Si prepara riscaldando il potassio in un eccesso di gas ossigeno. È una sostanza verdastra di tessitura cristallina. Quest' ossido non si combina nè cogli acidi, nè colle basi, e per le funzioni chimiche appartiene agli ossidi indifferenti. Messo in contatto degli acidi, si decompone sviluppando i $\frac{2}{3}$ dell'ossigeno che contiene, ed il protossido che rimane si combina coll'acido adoperato, per formare un sale di potassa. L'acqua stessa, che rispetto al protossido di potassio fa l' ufficio di acido, agisce sul perossido come gli acidi ordinarii, però si sviluppa ossigeno ed il perossido si trasforma in idrato di potassa. Questo composto si può riguardare come un corpo ossidante de' più energici; difatto esplode quando vien riscaldato colle sostanze organiche, ad una temperatura non molto elevata viene ridotto dal gas idrogeno allo stato di protossido, trasforma l'acido solforoso in acido solforico, l'acido fosforoso in acido fosforico, e decompone l' ammoniaca, trasformando il suo idrogeno in acqua.

SOLFURI DI POTASSIO — Si conoscono cinque composti di potassio e solfo, i quali per un equivalente di potassio racchiudono 1, 2, 3, 4, 5 equivalenti di solfo. Il protosolfuro si ottiene facilmente riscaldando il solfato neutro di potassa con carbone, ovvero in una corrente di gas idrogeno; gli altri si preparano facendo fondere un miscuglio di protosolfuro con quantità equivalenti di solfo.

Protosolfuro $= KS$ — Il solfato neutro di potassa $KO+SO^3$ contiene gli elementi del solfuro di potassio combinati coll'ossigeno $= KS + O^4$. Riscaldandolo in contatto di corpi riduttori, come sono l'idrogeno ed il carbone, l' ossigeno si combina col corpo combustibile, per formare acqua o ossido di carbonio, e resta il protosolfuro di potassio.

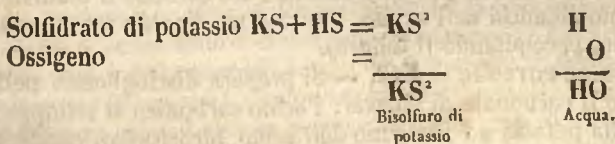
Un altro metodo di preparazione consiste nel saturare d'idrogeno solforato una soluzione acquosa d'idrato di potassa, alla quale poi si aggiunge una quantità della stessa soluzione esattamente eguale alla prima. Nel primo periodo si forma solfidrato di potassio:

1 eq. Potassa	$KO = K$		O
2 eq. Idrogeno solforato	$2HS =$	$S \quad HS$	H
		$KS + HS$	HO
		Solfidr. di pot.	Acqua.

Nel secondo la potassa converte il solfidrato in protosolfuro:

Solfidrato di potassio	$KS+HS=$	$K\,S^2$	H
Potassa	$KO=$	K	O
		K^2S^2 Protosolfuro di potassio	HO Acqua.

Evaporando la soluzione, il protosolfuro si solidifica in massa cristallina senza colore.

È una sostanza cristallina e semitrasparente, di color rossastro, quando è stata ottenuta riducendo il solfato di potassa col carbone, scolorita quando è stata preparata per via umida, solubilissima nell'acqua e nell'alcole, deliquescente e fusibile ad una temperatura inferiore a quella del calor rosso. L'odore ed il sapore di questo corpo ricordano l'odore ed il sapore dell'idrogeno solforato. La soluzione conservata in vasi ermeticamente chiusi, non si altera; ma in contatto dell'aria assorbe ossigeno e si converte in iposolfito. Gli acidi la decompongono con isviluppo d'idrogeno solforato; ma il liquido rimane perfettamente limpido, se il protosolfuro è purissimo; se invece contiene qualche traccia di bisolfuro, s'intorbida, depositando del solfo.

Bisolfuro $=KS^2$ — Si prepara fondendo insieme un equivalente di solfo, ed un equivalente di protosolfuro di potassio, ovvero lasciando in contatto dell'aria una soluzione alcolica di solfidrato di potassio, ed evaporando il liquido, appena comincia ad intorbidarsi. L'ossigeno dell'aria decompone l'idrogeno solforato del solfidrato alcalino, combinandosi coll'idrogeno per formare acqua; mentre il solfo che resta libero, si unisce al protosolfuro e lo converte in bisolfuro:

Solfidrato di potassio	$KS+HS=$	KS^2	H
Ossigeno	$=$		O
		KS^2 Bisolfuro di potassio	HO Acqua.

È una sostanza amorfa, di color giallo aranciato, e solubile nell'acqua. Gli acidi versati nella soluzione di questo corpo, producono idrogeno solforato che si sviluppa, solfo che si precipita, ed un sale di potassa, che rimane disciolto nel liquido. Ha come il precedente l'odore ed il sapore dell'idrogeno solforato.

Trisolfuro $=KS^3$ — Si ottiene riscaldando il protosolfuro di potassio con due equivalenti di solfo, o il bisolfuro con un equivalente della stessa sostanza. Si prepara inoltre facendo passare il vapore di solfuro di carbonio sul carbonato di potassa bene arroventato.

Per le sue proprietà fisiche somiglia intieramente al pentasolfuro. Ha l'odore ed il sapore de'due precedenti, e subisce lo stesso modo di decomposizione del bisolfuro in contatto degli acidi liberi.

Pentasolfuro = KS^5 — Si può ottenere facendo fondere uno dei composti precedentemente descritti con un eccesso di solfo; ma ordinariamente si prepara con un metodo più economico, riscaldando un misceglio di carbonato di potassa e fiori di solfo in eccesso.

È di color rosso bruno, per cui ha ricevuto il nome di *fegato di solfo*. Esposto all'aria libera, ne attrae l'umidità e divien liquido, esalando un odore d'idrogeno solforato dovuto alla decomposizione che subisce, per l'azione simultanea dell'acqua e dell'acido carbonico. Il suo sapore è simile a quello de' composti precedenti. Versando un acido nella sua soluzione, si forma idrogeno solforato che si sviluppa, mentre si precipita un'abbondante quantità di solfo.

Seleniuri di potassio — Il selenio ed il potassio formano varii composti, che probabilmente corrispondono ai solfuri. Il protoseleniuro è una selenibase, che si ottiene facilmente, riscaldando ad un'alta temperatura una mescolanza di carbone e di selenito o di seleniato di potassa. Fondendo insieme selenio e potassio, i due corpi si combinano con isviluppo di luce, producendo un regolo di apparenza metallica e di color grigio di acciaio. Il composto si scioglie nell'acqua, e produce un liquido di color rosso scuro, il quale è decomposto dagli acidi con isviluppo di seleniuro d'idrogeno e precipitazione di selenio, la sua composizione per conseguenza corrisponde a quella de' gradi superiori di solforazione del potassio. In contatto dell'aria il seleniuro di potassio si decompone: il metallo si ossida attirando l'ossigeno, ed il selenio si precipita.

Gli alcali disciolgono il selenio, formando de' composti, che per l'apparenza, e per le reazioni somigliano a quelli che si ottengono trattando il solfo collo stesso metodo.

Telloruro di potassio = KTe — Si può ottenere, tanto riscaldando il potassio col tellurio, quanto riducendo col carbone il tellurito di potassa. Disciogliendosi nell'acqua, produce un liquido rosso, che l'aria decompone, precipitando il tellurio.

Cloruro di potassio = KCh — Si prepara disciogliendo nell'acido idroclorico il carbonato di potassa: l'acido carbonico si sviluppa, l'ossigeno della potassa e l'idrogeno dell'acido idroclorico, combinandosi insieme, formano acqua; il potassio ed il cloro formano cloruro di potassio, che si può ottenere cristallizzato concentrando la soluzione. Si ottiene ancora come prodotto secondario nelle raffinerie di nitro, e nelle fabbriche di sapone.

Il cloruro di potassio è solido, senza colore, di sapor salato ed amaro al tempo stesso, fusibile al calor rosso scuro, capace di cristallizzare in cubi, solubile nell'alcole acquoso, insolubile nell'alcole anidro. Esposto all'azione de' vapori di acido solforico anidro, vi si combina, formando un composto, che ha per formula $KCh + 2SO^3$, il quale in contatto dell'acqua si decompone, trasformandosi in acido idroclorico e bisolfato di potassa. Si combina inoltre col tricloruro d'iodo, e dà origine ad un prodotto cristallizzato, che ha per formula $KCh + ICh^3$.

Bromuro di potassio = KBr — Si ottiene saturando di bromo una

soluzione d'idrato di potassa. Si ha così un miscuglio di bromato e di bromuro, che per mezzo del riscaldamento si converte tutto in bromuro di potassio.

È solubile nell'acqua, poco nell'alcole; cristallizza in cubi, come il cloruro, o in prismi rettangolari. La soluzione di questo composto può disciogliere una gran quantità di bromo. Queste soluzioni costituiscono, secondo alcuni Chimici, de'composti definiti di bromo e potassio, cioè un bibromuro ed un tribromuro, i quali peraltro non si possono ottenere allo stato solido, e si decompongono con una estrema facilità.

Ioduro di potassio $= KI$ — Si ottiene saturando d'iodo una soluzione di potassa: si forma iodato di potassa e ioduro di potassio. Evaporando la soluzione, si ha per residuo un miscuglio di questi due composti, che riscaldati ad una temperatura elevata, si trasformano intieramente in ioduro. La riduzione dell'iodato in ioduro ha luogo più facilmente, se si riscalda il miscuglio con una piccola quantità di polvere di carbone. Trattando il residuo con acqua, l'ioduro di potassio resta disciolto, e si può ottenere cristallizzato, evaporando la soluzione.

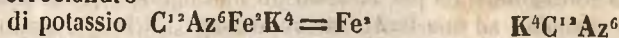
L'ioduro di potassio cristallizza in cubi solubilissimi nell'acqua e nel l'alcole, un poco deliquescenti all'aria umida. La soluzione di questo corpo può disciogliere altra quantità d'iodo e dar luogo ad un liquido bruno, che alcuni Chimici riguardano come un composto definito.

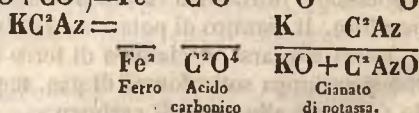
Cianuro di potassio $= KAzC^2$ — Il metodo con cui ordinariamente si prepara, consiste nel privare dell'acqua di cristallizzazione il prussiato di potassa del commercio (cianuro di potassio e di ferro, ferrocianuro di potassio), introdurlo in una storta di ferro, e riscaldarlo ad un'alta temperatura. Il cianuro di potassio contenuto nel prussiato si fonde soltanto, senza alterarsi; il cianuro di ferro si decompone: l'azoto del cianogeno si sviluppa sotto forma di gas, mentre il carbonio rimane combinato col ferro allo stato di carburo.

Questo metodo per altro presenta parecchi inconvenienti: 1° colla calcinazione si perde tutto il cianogeno del cianuro di ferro, che si decompone, cioè $\frac{1}{3}$ della quantità totale. 2° Il carburo di ferro che resta ritiene a modo di spugna il cianuro di potassio prodotto, sicchè per separarlo bisogna polverizzare la massa e trattarla coll'alcole. Liebig ha perfezionato cotal metodo di preparazione nel modo seguente. Si dissecca il ferrocianuro di potassio ben polverizzato sopra una lastra di lamiera, che si riscalda per mezzo d'un fornello. Dall'altra parte si calcina del carbonato di potassa puro, e quando i due sali sono perfettamente disseccati, si mescolano rapidamente nel rapporto di 8 parti di ferrocianuro per 3 di carbonato, e s'introducono in un crogiuolo di porcellana o di grès precedentemente riscaldato al calor rosso scuro, mantenendolo alla stessa temperatura per qualche tempo. Il miscuglio sulle prime si fonde in una poltiglia di color bruno, sviluppando gran quantità di gas; facendo arroventare il crogiuolo, la massa acquista maggior fluidità, e dopo un certo intervallo di tempo possiede la consistenza dell'olio comune. Introducendo di tanto in tanto una bacchettina di vetro precedentemente riscaldata, e poscia ritraendola, quando la por-

zione del liquido che vi rimane aderente è scolorita come l'acqua, e raffreddandosi si rapprende in una sostanza cristallina bianchissima, l'operazione è terminata. Togliendo il crogiuolo dal fuoco, e lasciandolo in riposo per qualche istante, il ferro ridotto si raduna alla parte inferiore, sicchè si può comodamente decantare il liquido soprastante in una cassula di porcellana precedentemente riscaldata. Il prodotto si compone di cinque equivalenti di cianuro di potassio ed uno di cianato di potassa, che nella più gran parte degli usi a cui il cianuro si adopera, può restarvi senza inconveniente.

Nel primo periodo si forma carbonato di ferro e cianuro di potassio:

1 eq. Ferrocianuro di potassio	$C^{12}Az^{6}Fe^{2}K^{4} =$	Fe^{2}	$K^{4}C^{12}Az^{6}$
2 eq. Carbonato di potassa	$2(KO+CO^{2}) =$	$O^{2} \quad C^{2}O^{4}$	K^{2}
		$Fe^{2}O^{2}+C^{2}O^{4}$ Carbonato di ferro	$K^{6}C^{12}Az^{6}$ Cianuro di potassio.

Nel secondo il carbonato di ferro si decompone: l'acido carbonico si sviluppa allo stato gassoso, il ferro si precipita allo stato metallico, e l'ossigeno dell'ossido di ferro trasforma in cianato un equivalente di cianuro:

2 eq. Carbonato di ferro	$2(FeO+CO^{2}) = Fe^{2}$	$C^{2}O^{4}$	O	O
1 eq. Cianuro di potassio	$KC^{2}Az =$		K	$C^{2}Az$
	Fe^{2} Ferro	$C^{2}O^{4}$ Acido carbonico	$KO+C^{2}AzO$ Cianato di potassa.	

Per conseguenza de' 6 equivalenti di cianuro formati nel primo periodo, 5 rimangono inalterati, e 1 si converte in cianato.

Il cianuro di potassio ha sapore acre un poco alcalino ed amaro; la sua reazione è basica, l'odore ricorda quello dell'acido idrocianico. In contatto dell'aria umida a lungo andare si decompone, trasformandosi in carbonato di potassa, e sviluppando vapori di acido idrocianico. È solubilissimo nell'acqua, poco solubile nell'alcole ordinario, affatto insolubile nell'alcole anidro. Col riscaldamento si fonde facilmente, e si può arroventare, senza che si decomponga. Tenuto per lungo tempo alla temperatura del calor bianco si decompone, sviluppando azoto; il residuo è probabilmente un carburo di potassio. Coll'aiuto del calore riduce la più gran parte degli ossidi metallici, trasformandosi in cianato, di modo che è uno degli agenti di riduzione più energici che la chimica possegga. Preso internamente, agisce come un potente veleno.

SODIO

Fu scoperto da Davy nel 1807.

Estrazione — Per ottenere il sodio, si segue esattamente il metodo che ho indicato per l'estrazione del potassio: tutta la differenza è in ciò, che invece di preparare il miscuglio di carbonato di soda e carbone col tartarato di soda, si adopera l'acetato, che si trova in commercio più facilmente del primo.

Proprietà — Il sodio all'ordinaria temperatura è solido, molle come la cera, e di color bianco argentino; infine per tutti i caratteri esterni rassomiglia al potassio. A 90° si fonde, ed è più volatile del potassio; il suo peso specifico è di 0,972. L'aria atmosferica, il gas ossigeno, l'acqua ec. agiscono sul sodio come sul potassio.

Il sodio forma coll' ossigeno due combinazioni: un protossido NaO, che si combina con tutti gli acidi, e che dopo la potassa è la più possente di tutte le basi conosciute, ed un sesquiossido, il quale non fa nè da base nè da acido, ed è per conseguenza un ossido indifferente.

Protossido = NaO — È solido, bianco, oltremodo caustico, ed inverdisce lo sciroppo di viole. Coll' acqua, coll' alcole, cogli acidi, coi corpi metalloidi e coi loro composti si conduce esattamente come il protossido di potassio.

I sali di soda sono tutti senza colore e solubili nell' acqua. Differiscono da quelli di potassa, perchè il bicloruro di platino non li precipita; ma sono invece precipitati dall'antimoniato di potassa, che non ha nessuna azione sui primi.

Idrato di soda = NaO+HO (soda) — La storia di questo corpo è quasi identica con quella dell' idrato di potassa: l' acqua, l' alcole, il carbone, ec. vi agiscono allo stesso modo. Esposto all' aria libera, ne attira l'acido carbonico, e si converte in carbonato di soda, il quale non diviene liquido come quello di potassa, ma invece si effiorisce. L' idrato di soda si prepara come quello di potassa, adoperando carbonato di soda invece di carbonato di potassa.

Sesquiossido = Na^2O^3 — Il sesquiossido di sodio si decompone quando viene fortemente arroventato; per tal motivo riscaldando il sodio nel gas ossigeno, finchè si accenda, non si forma che il protossido; ma continuando a riscaldare, il protossido formato si combina coll'ossigeno in eccesso, e si trasforma in sesquiossido.

Le proprietà di questo composto e le sue reazioni sugli altri corpi semplici o composti, sono analoghe a quelle del perossido di potassio.

Il sodio forma cinque solfuri, che si preparano come i composti corrispondenti del potassio.

Cloruro di sodio = NaCh (sal marino, sal comune, sal gemma ec.) Il cloruro di sodio è uno de' corpi più abbondanti della natura. Se ne trova allo stato solido in istrati abbondanti, ed allora prende il nome di *sal gemma*. Allo stato liquido si trova disciolto nelle acque del mare, ed in minor quantità nelle acque di sorgente.

Il miglior mezzo per ottenere il cloruro di sodio scevro da qualunque altra sostanza estranea, è quello di disciogliere il carbonato di soda nell'acido idroclorico, e di concentrare la soluzione evaporandola. Pei bisogni delle arti e della vita domestica questo mezzo sarebbe troppo dispendioso, per cui si adopera il sal gemma, ovvero il sal marino ottenuto coll'evaporazione spontanea dell'acqua del mare, la quale contiene 2,5 circa per 100 di cloruro di sodio. La gran quantità d'acqua in cui il sal marino trovasi disciolto, non permette di estrarlo economicamente, che in quelle regioni ove l'evaporazione spontanea si effettua con rapidità, come sulle coste del Mediterraneo, a Sant-Ubes in Portogallo ed in altri siti. Questa operazione si eseguisce dal mese di aprile sino al mese di settembre. Si fa passare l'acqua del mare in bacini molto larghi, ove a misura che si evapora, si formano alla superficie del liquido concentrato delle croste saline, che si rompono e si mettono da parte, ammonticchiandole in luogo coperto, per lasciarle sgocciolare. Il sale preparato a questo modo, oltre al cloruro di sodio, contien sempre un poco di solfato di calce e di magnesia, che oltrepassano di rado il 2 $\frac{1}{2}$ per cento, sicchè la presenza di questi corpi non esercita nessuna influenza nociva negli usi ai quali si adopera il sal marino.

È una sostanza bianca, trasparente, di sapore salato; cristallizza in cubi, e non contiene acqua di cristallizzazione. La sua densità è 2,13. Alla temperatura ordinaria 100 parti d'acqua disciolgono 36 parti di cloruro di sodio a 12°, e questa solubilità aumenta pochissimo col riscaldamento del liquido, per modo che una soluzione satura a diverse temperature ne contiene sensibilmente la stessa quantità; alla temperatura di 100°, 100 p. d'acqua ne disciolgono circa 40 parti. Col riscaldamento il sal marino decrepita sul principio, quindi si fonde, volatilizzandosi, e col raffreddamento si solidifica in una massa cristallina. Se si raffredda una soluzione satura di cloruro di sodio a—10° o a—15° si formano de'cristalli in tavole esagonali composte di cloruro di sodio con acqua di cristallizzazione.

Bromuro di sodio = NaBr — Si prepara come il bromuro di potassio, al quale somiglia per molti caratteri. Quando cristallizza ad una temperatura maggiore di + 20°, produce dei cristalli cubici e anidri; ma a temperature più basse cristallizza, secondo Mitscherlich, in tavole esagone, che contengono 4 equivalenti d'acqua combinata.

Ioduro di sodio = NaI — L'ioduro di sodio si prepara come quello di potassio. È anidro, deliquescente, solubilissimo nell'acqua e nell'alcole, e cristallizza in cubi.

Lega di potassio e sodio = KNa — Questa lega si ottiene con molta facilità, fondendo insieme i due metalli nel rapporto di un equivalente di ciascuno, e per impedire l'ossidazione, si riscaldano nell'olio di nafta. Il composto che nasce dalla loro combinazione è notevole per la sua grande fusibilità, essendo liquido all'ordinaria temperatura, talchè presenta l'aspetto e la fluidità del mercurio, e non si solidifica che alla temperatura di circa 8°. Questo aumento di fusibilità, non solo si osserva quando si combina il sodio col potassio allo stato metallico, ma

ha luogo ancora quando si mescolano i composti corrispondenti di questi due metalli. Si sa difatti che un miscuglio di carbonato di soda e di carbonato di potassa è molto più fusibile che ciascuno de'due sali separatamente, e lo stesso si osserva impiegando altre combinazioni analoghe.

LITIO

Arfwedson verso l'anno 1817 scoprì un nuovo ossido alcalino, al quale diede il nome di *litina*. La litina, o ossido di litio, fa parte di alcuni minerali abbastanza rari, come la petalite, lo spodumeno, la tormalina apira, la lepidolite, la trifelina.

Il litio è stato isolato da Davy, decomponendo la litina per mezzo della pila collo stesso metodo da lui impiegato per isolare il potassio. Questo metallo è pochissimo conosciuto: si sa solamente che decompone l'acqua all'ordinaria temperatura, e che ha molta somiglianza col sodio.

Ossido di litio = LO — Il litio forma coll'ossigeno un solo composto, che è il protossido di litio o litina, il quale non è stato ancora ottenuto allo stato anidro: la litina è un ossido idrato analogo agl'idrati di potassa e di soda.

La litina si estrae ordinariamente dalla lepidolite, che è una specie di mica. Questo minerale racchiude 3 o 4 per 100 di litina, e contiene inoltre della potassa, della soda, dell'allumina, dell'ossido di ferro, della silice e qualche traccia di fluore. Si riduce la lepidolite in polvere finissima, si mescola col doppio del suo peso di calce viva, e si calcina ad un'altissima temperatura in una fucina. Ciò fatto, si polverizza il prodotto, e si fa bollire con acqua, alla quale si aggiunge del latte di calce: si filtra il liquido, si satura con acido idroclorico e si evapora. Per tal modo cristallizza del cloruro di potassio, che si separa. Versando nelle acque madri una soluzione di carbonato d'ammoniaca in eccesso, si precipita l'allumina, l'ossido di ferro e la calce. Evaporando a secchezza il liquido filtrato, e calcinando il residuo, per espellere i sali ammoniacali, resta un miscuglio di cloruro di litio, di sodio e di potassio, il quale ridotto in polvere, e trattato coll'alcole anidro, cede al dissolvente il solo cloruro di litio, mentre i cloruri di sodio e di potassio restano indisciolti. Il cloruro di litio dal suo canto decomposto con acido solforico, si converte facilmente in solfato di litina, il quale disciolto nell'acqua e trattato con acetato di barite, si trasforma in acetato di litina, mentre si precipita solfato di barite. Si filtra il liquido, si evapora e si calcina il residuo di acetato di litina che si ottiene, il quale per l'azione del calore si decompone, trasformandosi in carbonato. Finalmente si discioglie il carbonato di litina nell'acqua e si fa bollire la soluzione che ne risulta con idrato di calce, il quale s'impadronisce dell'acido carbonico, e lascia l'idrato di litina, che si ottiene facilmente allo stato solido per mezzo dell'evaporazione.

L'idrato così ottenuto è bianco, indecomponibile per l'azione del calore, solubile nell'acqua, ma un poco meno degl'idrati di soda e di

potassa, caustico quasi quanto questi. Ha reazioni alcaline molto energiche, e lasciato in contatto dell'aria, ne attrae l'acido carbonico e l'umidità. Riscaldato sopra una lamina di platino, si fonde ed attacca facilmente questo metallo ossidandolo.

I sali di litina hanno molta somiglianza coi sali corrispondenti di potassa e di soda: se ne distinguono, perchè il carbonato è poco solubile nell'acqua fredda, perchè il cloruro è deliquescente e solubile nell' alcole anidro, e finalmente perchè il fosfato di litina è un sale poco solubile.

Cloruro = LCh — È oltremodo deliquescente, e lasciato in contatto dell' aria, si converte in un liquido denso, che abbandonato per qualche tempo a se stesso, forma de'grossi cristalli contenenti 4 equivalenti d'acqua di cristallizzazione. Se si discioglie nell'alcole concentrato, e si lascia evaporare la soluzione sotto una campana accanto all' acido solforico, si ottengono de'cristalli confusi, che contengono un equivalente d'acqua combinata.

Ioduro = LI — La soluzione di questo corpo, lasciata per lungo tempo sotto una campana accanto all' acido solforico, cristallizza in aghi deliquescenti, e per l' ordinario colorati in giallo da qualche traccia d'iodo libero. La formula di tali cristalli è LI+3Aq.

BARIO

Fu isolato da Davy nel 1807.

I principali composti naturali che contengono questo metallo sono il solfato ed il carbonato di barite.

Estrazione. — Il bario si può ottenere come i metalli precedenti, riducendo l'idrato di barite colla pila di Volta, e servendosi del mercurio come conduttore negativo, o meglio ancora facendo passare i vapori di potassio sull'ossido di bario fortemente arroventato in un tubo di ferro. In quest'ultimo caso il residuo si compone di bario e d' ossido di potassio. Per separare questi due corpi, si agita il miscuglio col mercurio bene asciutto, il quale discioglie il bario soltanto, e si distilla l'amalgama prodotta.

Proprietà. — Questo metallo possiede il colore e lo splendore dell' argento, è malleabile, più pesante dell' acido solforico concentrato, e si fonde ad una temperatura inferiore a quella del calor rosso, senza volatilizzarsi. Sull'acqua e sull'aria agisce come gli altri metalli di questa sezione.

Il bario forma coll' ossigeno due composti, il protossido di bario o barite, ed il biossido. Il primo è una base salificabile energica, il secondo non fa mai l'ufficio, nè di acido, nè di base.

Protossido di bario = BaO (barite) — Si prepara calcinando fortemente l' azotato di barite in una storta di porcellana. L'acido azotico si separa, decomponendosi in acido ipoazotico e gas ossigeno, mentre la barite rimane nella storta allo stato anidro. L'operazione è terminata quando non si sviluppano più vapori rossi di acido ipoazotico. Questo

metodo pertanto ha l' inconveniente di lasciare un residuo composto di barite e protossido d' azoto, quando la calcinazione non è stata abbastanza continuata. Graham consiglia di calcinare l' iodato di barite in una storta di porcellana: il sale si decompone tranquillamente, lasciando per residuo della barite pura. L' iodo che si sviluppa coll' ossigeno si può riottenere, condensandolo in un apposito recipiente.

Quest'ossido è bianco, caustico, solubile nell' acqua ed insolubile nell'alcole. In contatto dell'acqua si estingue, producendo una temperatura elevata, e anche maggiore di quella che produce la calce nelle stesse condizioni. Da tale unione risulta un' idrato, il quale cristallizza facilmente, ed ha una composizione costante. La barite esposta all'aria, ne attira rapidamente l' acqua e l' acido carbonico. Col riscaldamento non si fonde che al calore del cannello a gas ossidrogeno. Riscaldata in una corrente di gas ossigeno ad un calore vicino al rosso, si arroventa, assorbe una gran quantità di questo gas, e si converte in biossido di bario. Messo in contatto coll' acido solforico monoidrato, sviluppa tal quantità di calorico che diviene rovente, e si trasforma in solfato di barite.

La barite si distingue facilmente da tutti gli altri ossidi metallici per la proprietà che possiede di formare coll' acido solforico un composto insolubile nell'acqua e negli acidi. Perciò ogni qual volta si versa un sale di barite solubile in una soluzione che contiene dell' acido solforico o un solfato, si forma immediatamente un precipitato bianco di solfato di barite insolubile in tutti gli acidi. I fosfati, gli ossalati, i carbonati danno ancora de' precipitati bianchi coi sali di barite, ma questi precipitati si disciolgono non appena si aggiunge al liquido qualche goccia di acido azotico o idroclorico, carattere che permette di distinguere agevolmente il precipitato prodotto da questi ultimi sali, da quello che formano i solfati.

L'ossido idrato si separa in cristalli voluminosi e trasparenti, quando si lascia raffreddare una soluzione concentrata di barite nell' acqua calda, ed ha per formula $BaO,HO+9Aq$. Col riscaldamento cede soltanto l'acqua di cristallizzazione, ritenendo quella che fa ufficio di acido; l' idrato anidro che ne risulta contiene $BaO+HO$. Questo composto si fonde e diviene perfettamente fluido ad una temperatura di poco inferiore a quella del calor rosso, e si riduce in un liquido scorrevole come l'olio, che col raffreddamento si rapprende in una massa cristallina.

Biossido di bario $= BaO^2$ — Si prepara arroventando la barite nel gas ossigeno. Allo stato anidro è di color grigiastro; ma incontrando l'acqua, vi si combina per formare un idrato bianco. Gli acidi disciolgono il biossido di bario, producendo acqua ossigenata, col riscaldamento lo decompongono in protossido di bario che si combina coll'acido impiegato, ed in gas ossigeno che si sviluppa. Il biossido di bario riscaldato in una corrente di gas idrogeno, si decompone, con produzione di barite e d'acqua, le quali combinandosi formano idrato di barite. Se si riscalda in una corrente di gas ossido di carbonio, quest'ultimo, combinandosi coll'ossigeno del biossido, si trasforma in acido carbonico: il biossido diviene incandescente, apparisce come circon-

dato da una fiamma, e finita l'esperienza, si trova convertito in carbonato di barite. Se invece di gas idrogeno o di ossido di carbonio, si fa passare sul biossido riscaldato una corrente di acido solforoso, ha luogo anche in questo caso una combustione molto brillante, e si ottiene per prodotto del solfato di barite.

SOLFURI DI BARIO — Le combinazioni che forma il solfo col bario non sono state ancora bene studiate: si sa solamente che esiste un protosolfuro capace di cristallizzare, che facendo bollire la soluzione di questo corpo con diverse quantità di solfo, si possono ottenere diversi gradi di solforazione, e che finalmente l'ebollizione del protosolfuro disciolto nell'acqua con un eccesso di solfo dà per prodotto il persolfuro di bario BaS^5 corrispondente al persolfuro di potassio.

PROTOSOLFURO = BaS — Si prepara riscaldando fortemente in un crogiuolo coperto un miscuglio di 4 parti di solfato di barite ridotto in polvere finissima con 1 parte di polvere di carbone. Il carbone toglie al solfato di barite l'ossigeno della base e quello dell'acido, per formare ossido di carbonio, ed il solfuro di bario rimane mescolato coll'eccesso di carbone impiegato. Trattando il residuo carbonoso con acqua, il solfuro di bario resta disciolto in questo liquido, e col raffreddamento se ne separa in cristalli trasparenti, che contengono dell'acqua di cristallizzazione.

Secondo Rose, l'acqua decompone parzialmente il solfuro di bario, per modo che si forma idrogeno solforato e ossido di bario. Dalla reazione di tali prodotti risulta primamente del solfidrato di solfuro di bario, che si discioglie, poi una combinazione chimica di solfuro di bario e idrato di barite, in ultimo dell'idrato di barite puro. Con questo composto si possono preparare senza difficoltà tutti i sali di barite: versando un acido nella soluzione del solfuro, si sviluppa idrogeno solforato, e si forma un sale di barite, che cristallizza coll'evaporazione del liquido. Decomponendo questo solfuro coll'acido azotico, si ottiene per una reazione analoga l'azotato di barite, con cui si prepara il protossido di bario.

CLORURO = BaCh — Si ottiene versando dell'acido idroclorico in una soluzione di solfuro di bario, ovvero sul carbonato di barite naturale; nel primo caso si sviluppa idrogeno solforato, nel secondo acido carbonico, ed il cloruro di bario rimane disciolto nel liquido.

Si presenta in isquame cristalline senza colore, che per l'aspetto somigliano moltissimo al clorato di potassa. È solubile nell'acqua e nell'alcole a 36°, quasi del tutto insolubile nell'alcole anidro e nelle soluzioni acide molto concentrate. Al calor rosso entra in fusione; il suo sapore è amaro, piccante, e disgustoso.

BROMURO = BaBr — Si presenta in piccoli ammassi cristallini, che hanno l'aspetto della calce sfiorita. È solubile nell'acqua e nell'alcole concentrato, circostanza che permette di separarlo dal cloruro nelle analisi quantitative.

IODURO = BaI — È solubilissimo nell'acqua, e cristallizza in piccoli aghi un po'deliquescenti. La sua soluzione esposta all'aria, sviluppa

iodo, e si trasforma parzialmente in carbonato di barite, che si precipita, ed in ossiioduro, che colora il liquido in bruno.

Fluoruro = BaF — Si ottiene facendo digerire il carbonato di barite recentemente precipitato ed ancora umido con acido idrofluorico in eccesso: il fluoruro che si forma resta allo stato di polvere bianca. È pochissimo solubile nell'acqua, ma si scioglie abbastanza bene nell'acido nitrico e nell'acido idroclorico.

STRONZIO

L'esistenza di questo metallo fu accennata da Davy nel 1807.

Lo stronzio si prepara come il bario, col quale ha grandissima analogia. I composti di questo metallo somigliano talmente a quelli del bario, che dopo aver parlato dell'ultimo, ben poco mi resta da dire intorno al primo.

Si conoscono due ossidi di stronzio: un protossido ed un biossido, corrispondenti per la composizione, per le proprietà, e per la maniera di ottenersi, al protossido ed al biossido di bario.

Protossido di stronzio = SrO (stronziana) — Ha gli stessi caratteri e le stesse reazioni della barite. Si prepara come questa, decomponendo l'azotato di stronziana col calore.

I sali di stronziana, come quelli di barite, hanno la proprietà di produrre coll'acido solforico e coi solfati un precipitato bianco di solfato di stronziana, il quale peraltro è un poco più solubile del solfato di barite. Si distinguono dai sali di barite, perchè mescolati coll' alcole, o con altro corpo combustibile, comunicano ad essi la proprietà di bruciare con luce rossa, mentre l' alcole bruciando in contatto de' sali di barite, tramanda una luce gialla.

Biossido = SrO^2 — La miglior maniera di procurarsi questo composto consiste nel versare una soluzione d'acqua ossigenata, contenente dieci o dodici volte il proprio volume di gas ossigeno, in una soluzione acquosa di stronziana: il biossido di stronzio si precipita combinato coll'acqua in forma di lamine bianche e setacee.

Il biossido di stronzio è bianco, d' aspetto perlaceo, senza odore, quasi insipido, e dotato appena di reazione alcalina. Col riscaldamento si decompone in protossido di stronzio e gas ossigeno; la stessa decomposizione ha luogo, anche alla temperatura ordinaria, sebbene lentamente, quando si conserva in contatto dell'acqua: in tal caso l'acqua agisce da acido debole, come sul perossido di potassio, scacciando l'ossigeno e combinandosi col protossido, per formare un idrato.

Cloruro = SrCh — Si prepara come il cloruro di bario. Cristallizza in lunghi aghi un po'deliquescenti, e solubilissimi nell'acqua e nell'alcole. Contiene 40 per 100 d'acqua di cristallizzazione, che si sviluppa coll'azione del calore.

Bromuro = SrBr — Somiglia intieramente al cloruro.

Ioduro = SrI — È solubilissimo e cristallizza. Riscaldato fuori del contatto dell'aria, si fonde senza alterarsi; ma calcinato all'aria libera,

si decompone: l'iodo si sviluppa allo stato di vapore, e l'ossigeno combinandosi in sua vece col metallo, lo trasforma in ossido.

Fluoruro = SrF — È poco solubile nell'acqua, e si prepara come il fluoruro di bario.

CALCIO

Questo metallo è forse il più diffuso della natura; trovasi difatto abbondantissimo allo stato di solfato e di carbonato: l'ultimo specialmente forma da se solo intiere catene di montagne, e costituisce la parte più abbondante della crosta terrestre.

Davy estrasse il calcio dall' idrato di calce nel 1807 collo stesso metodo con cui ottenne il bario e lo stronzio dagl'idrati di barite e di stronziana. È solido, bianco come l'argento, e somigliantissimo al bario. Combinandosi coll'ossigeno, forma due ossidi: un protossido che è la calce ordinaria, ed un biossido indifferente.

Protossido di calcio=CaO (calce)—La conoscenza di questo corpo, del modo di prepararlo e delle sue applicazioni rimonta alla più alta antichità. La calce si prepara in gran quantità nelle arti, decomponendo coll'azione del calore il carbonato di calce naturale detto comunemente *pietra calcare:* il carbonato di calce, riscaldato ad un'alta temperatura per molte ore di seguito, perde il suo acido carbonico, e lascia un residuo bianco, che è l'ossido di calcio unito a quantità più o meno grandi di altri ossidi, che si trovavano accidentalmente mescolati col carbonato di calce nella pietra calcare. L'esperienza ha dimostrato che non tutte le pietre calcari si decompongono colla stessa facilità, e che lo stato d'aggregazione esercita una grandissima influenza, di modo che la decomposizione è tanto più rapida per quanto minore è la coesione, e viceversa. Inoltre si è osservato che tale decomposizione viene notabilmente accelerata, se si fa passare una corrente gassosa sul carbonato di calce arroventato. Di qui avviene che la pietra calcare si decompone più facilmente quando è umida; e però si suole bagnarla artificialmente prima di sottoporla all'azione del calore. La calce migliore si ottiene dalle pietre più dense, e quelle di buona qualità sogliono avere un peso specifico compreso fra 2, 5 e 2, 7.

La decomposizione della pietra calcare per mezzo del calore si effettua in forni di particolar costruzione chiamati comunemente *fornaci*, di cui si conoscono due specie: le *fornaci continue* e le *fornaci intermittenti*. Le fornaci intermittenti differiscono ben poco le une dalle altre in quanto alla forma. In generale si costruiscono di figura ovoidale più strette alla parte superiore che verso la base, e si rivestono internamente con uno strato di mattoni *fig. 48*. Spesso si modificano la forma e le dimensioni di queste fornaci a seconda del combustibile di cui si fa uso. Alla base vi si pratica una o più aperture, dalle quali si ritrae la calce quando l'operazione è terminata. Per metterle in azione si costruisce una specie di volta colle pietre più grosse, e su questa si caricano le pietre più piccole; indi si accende il fuoco dalla parte infe-

riore, e si conduce moderatamente da principio, acciò tutta la massa di pietra calcare abbia il tempo di riscaldarsi uniformemente. Dopo 12 ore si spinge il calore con maggior forza, e si continua finchè tutta la pietra sia giunta al grado conveniente di cottura; finalmente si lascia raffreddare per alcuni giorni, e si estrae la calce ottenuta.

Le fornaci continue hanno de'grandi vantaggi sulle precedenti, mentre permettono di trarre maggior profitto del calore prodotto dal combustibile; ma non riescono utili che in que'luoghi ove il combustibile abbonda, e dove si ha la certezza di esitare il prodotto della fabbricazione, a misura che viene ottenuto. Queste fornaci sono di due sorte: le une rappresentate dalla *fig. 49*, hanno la forma d' un tronco conico rovesciato in modo che la base ossia apertura più larga, guardi in alto, e la superficie di troncatura, o apertura più stretta, in basso. Si caricano mettendovi alternativamente degli strati di combustibile e di pietra calcare, finchè siano piene. Accendendo il combustibile dalla parte inferiore, bentosto la combustione si propaga dal basso in alto in tutta la massa, e la calcinazione progredisce nella stessa direzione. A misura che si ritrae la calce dall'apertura inferiore, si aggiungono strati alternativi di combustibile e di pietra calcare dalla parte superiore, e così si continua, senza mai interrompere l'operazione, finchè la fornace non ha bisogno di venir risarcita. Il combustibile di cui ordinariamente si fa uso per cuocere la calce con questo metodo, è il litantrace, e si adopera nel rapporto di un volume di combustibile per quattro di pietra calcare. Del resto siccome non tutti i litantraci hanno la stessa composizione, e per conseguenza lo stesso potere calorifico, bisogna talvolta modificare queste proporzioni.

Spesso si fa uso di fornaci continue di una costruzione diversa, come è quella rappresentata dalla *fig. 50*. In queste la pietra calcare si carica in uno spazio di forma quasi cilindrica A, che suole avere un' altezza di 8 a 10 metri, ed è internamente ricoperto d'uno strato di mattoni refrattarii. Tre aperture *b*, *b*, *b* leggermente inclinate dalla parte interna verso l'esterna, e situate alla base del forno, permettono di cavar fuori la calce già cotta, mentre s'introduce dall'apertura superiore una nuova quantità di pietra calcare. Ad un'altezza di circa due metri dal suolo vi sono tre altre aperture laterali c, c', c'', ciascuna delle quali comunica con una graticola, su cui si brucia il combustibile: la fiamma per mezzo di queste aperture penetra nello spazio cilindrico A, che fa l'ufficio di camino. La *fig. 50* fa vedere la sezione verticale della fornace, secondo l'asse dello spazio cilindrico A; la *fig. 50'* rappresenta la sezione orizzontale, che passa per il piano de' fornelli laterali.

La calce che si fabbrica in grande pe' bisogni delle arti, oltre l'ossido di calcio, contiene delle quantità più o meno grandi di magnesia, d'allumina, d'ossido di ferro, d'ossido di manganese, di silice ec., ond'è che non sempre si può adoperare nelle sperienze di chimica. Volendo della calce assolutamente pura, bisogna disciogliere del marmo statuario bianchissimo nell'acido azotico puro, far bollire la soluzione

con un poco di latte di calce, che precipita tutti gli ossidi metallici estranei, filtrare il liquido, evaporarlo, e calcinare il residuo, finchè sia cessato ogni sviluppo di vapori nitrosi.

La calce pura è una sostanza bianca, caustica ed infusibile, che inverdisce lo sciroppo di viole, ristabilisce il colore della laccamuffa arrossato dagli acidi, e possiede tutti i caratteri degli ossidi alcalini. Lasciata per un certo tempo in contatto dell'aria libera, ne attira l'umidità e l'acido carbonico, aumenta di volume, e si riduce in polvere impalpabile. La calce che ha subito tale alterazione, si chiama comunemente *calce sfiorita*. Se si lascia in contatto dell'aria per un tempo molto lungo, si converte in ultimo in un composto definito di calce, acqua ed acido carbonico, o idrocarbonato di calce, il quale secondo Fuchs, ha per formula $CaO,HO+CaO,CO^2$, e non si altera per l'azione ulteriore dell'acido carbonico e dell'umidità. Bagnando con acqua un pezzo di calce, i due corpi si combinano, producendo un aumento notabile di temperatura, che non di rado giugne fino a 300°, ed è capace di accendere la polvere da sparo. Il prodotto è una combinazione di calce ed acqua, in cui quest'ultima fa le veci di acido debole, e si chiama per tal ragione *idrato di calce*; nelle arti porta il nome di *calce spenta*, per distinguerla dall'ossido anidro, che si chiama *calce viva*, o *calce vergine*.

L'idrato di calce è solubile in circa 100 parti d'acqua; la soluzione si adopera frequentemente in chimica come reagente, e si chiama *acqua di calce*; se ne fa uso ancora in medicina come leggiero caustico o detersivo. In molte operazioni chimiche s'impiega l'idrato di calce stemprato nell'acqua, ed il liquido che è una specie di emulsione, porta il nome di *latte di calce*. L'acqua di calce possiede le reazioni della calce solida, e spiega la stessa azione sulle materie coloranti di natura organica. Lasciata in contatto dell'aria, ne attrae l'acido carbonico, e si copre di una pellicola di carbonato di calce, la cui spessezza va aumentando mano mano, finchè divenuta più pesante, cade in fondo del liquido; la superficie resta di nuovo esposta all'azione dell'acido carbonico dell'atmosfera, sicchè si forma una seconda pellicola simile alla prima, poi una terza, una quarta ec. finchè tutta la calce trasformata in carbonato si precipita allo stato insolubile, ed in ultimo rimane dell'acqua quasi del tutto pura. L'acqua di calce s'intorbida col riscaldamento, perchè la calce, all'opposto degli altri corpi solubili, richiede maggior quantità di acqua calda per disciogliersi che di acqua fredda. Se si evapora l'acqua di calce nel vuoto della macchina pneumatica, accanto all'acido solforico concentrato, sulle pareti del vase si depositano de' cristallini d'idrato di calce in prismi esagoni, che hanno per formula $CaO+HO$. Nelle analisi qualitative si adopera l'acqua di calce per iscoprire la presenza dell'acido carbonico, il quale combinandosi colla calce, forma un sale insolubile che si precipita, ed il liquido per conseguenza s'intorbida. Se l'acido carbonico trovasi in combinazione con una base allo stato di carbonato alcalino, il precipitato da prima formato non si ridiscioglie in un eccesso del liquido precipi-

tante ; mentre se invece l'acido carbonico è allo stato libero, il liquido torbido si chiarisce, aggiungendovi una maggior quantità di soluzione d'acido carbonico.

I sali di calce solubili hanno un sapore caldo e salato al tempo stesso, sono precipitati dai carbonati alcalini, dalla potassa e dalla soda caustiche, ma non già dall'ammoniaca.

La calce che si fabbrica in grande nelle arti si adopera principalmente nelle costruzioni per connettere insieme le pietre. A tal fine si estingue prima con acqua, finchè siasi trasformata in una densa poltiglia, ed in tale stato si mescola con sabbia selciosa: questo miscuglio constituisce la *malta* (*mortier* de' Francesi). Colla malta i muratori riempiono l'interstizii che restano tra una pietra e l'altra nella fabbricazione delle mura. Questo miscuglio nell'atto in cui viene applicato è molle ; ma a capo di certo tempo s'indurisce, e tanto maggiormente per quanto più lungo è il tempo che impiega per disseccarsi. Questo indurimento è l'effetto di due azioni chimiche, che si stabiliscono nel tempo stesso : dall'una parte l'idrato di calce, reagendo sui granellini di silice ne' punti di contatto, forma del silicato di calce, che stabilisce un' aderenza maggiore tra la calce e la sabbia selciosa ; dall' altra l' acqua interposta forma una soluzione satura di calce, che l' acido carbonico dell'atmosfera precipita allo stato di carbonato cristallino, il quale si deposita sui grani di sabbia, che diventano per tal modo tanti centri di cristallizzazione. L'acqua spogliata della calce che teneva in soluzione, ne discioglie nuova quantità, e gli stessi fenomeni si riproducono alternativamente, sicchè in ultimo si trova in gran parte convertita in carbonato cristallino, ed acquista una durezza straordinaria. Se invece l'acqua si evaporasse rapidamente, la maggior parte della calce resterebbe allo stato caustico, o tutto al più si convertirebbe in idrocarbonato, che essendo una sostanza polverosa ed amorfa, non potrebbe dare nessuna consistenza al miscuglio.

I caratteri precedentemente descritti sono quelli che si riscontrano nella calce pura o quasi pura ; ma quando essa contiene delle proporzioni considerabili di corpi di altra natura, presenta delle proprietà diverse, a seconda dei corpi estranei che racchiude, e della loro quantità relativa. Quando la proporzione de' corpi estranei è molto considerabile, la calce non si estingue in contatto dell'acqua sviluppando calore ed aumentando di volume, ma forma una pasta poco tenace, che si disgrega facilmente. La calce di questa natura si chiama *calce magra*, per distinguerla dalla calce ordinaria, che si chiama *calce grassa*. Si conosce una specie di calce magra, che in contatto dell'acqua s'indurisce dopo un certo intervallo di tempo, trasformandosi in una sostanza di consistenza lapidea. Nell'arte delle costruzioni si profitta di questa utile proprietà, per quelle fabbriche, che debbono restare immerse nell'acqua, e la calce che s'impiega a quest'uso è conosciuta col nome di *calce idraulica*. Dal lato della composizione la calce idraulica differisce dalla calce ordinaria, perchè contiene una notabile quantità di argilla, i cui componenti silice ed allumina, combinandosi chimicamente colla calce,

danno luogo ad un doppio silicato di calce e di allumina. L'affinità dell'argilla per la calce è così pronunziata, che se s'immerge nell'acqua di calce un pezzo d'argilla, che ha subito un certo grado di cottura, come p. e. un pezzo di mattone, a poco a poco tutta la calce si combina coll'argilla, formando un composto insolubile, a tal segno che il liquido, saggiato, a capo d'un certo tempo, non manifesta indizio di reazione alcalina. La vera natura della calce idraulica fu dimostrata da Vicat, il quale trovò inoltre il modo di farla artificialmente. Secondo questo dotto ingegnere, le proporzioni più favorevoli per formare una calce idraulica perfettissima, sarebbero di 44 parti d'argilla per 100 di calce caustica; quella che per la stessa quantità di calce contiene 22 di argilla si reputa di qualità discreta; la calce idraulica ordinaria è composta di 100 parti di calce caustica e 36 circa di argilla.

Si chiama *cemento* una specie di calce idraulica che contiene una quantità molto maggiore di argilla. Ne'cementi ordinarii la calce e l'argilla sono presso a poco in quantità eguali; ma se ne conoscono ancora di quelli che racchiudono sino a 270 di argilla per 100 di calce. Finalmente se la proporzione d'argilla è molto maggiore, per esempio 9 o 10 parti d'argilla per una di calce, il composto prende il nome di *pozzolana* da Pozzuoli, ove abbonda un minerale di tal natura. La pozzolana oggigiorno non si ritrae esclusivamente da Pozzuoli, come altra volta, essendosi trovato anche in altri siti del tufo vulcanico che può farne le veci, e che ha ricevuto lo stesso nome. Ne'paesi ove non si trova calce idraulica naturale, si compone artificialmente, partendo dal principio di sopra stabilito. Talvolta si calcina un miscuglio intimo di calce grassa o di carbonato calcare e di argilla; tal'altra si mescola semplicemente la calce grassa coi cementi o colle pozzolane, in modo che calce effettiva e l'argilla si trovino presso a poco nello stesso rapporto che nella calce idraulica naturale.

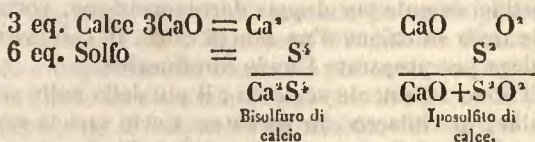
È opinione di Vicat che la pozzolana sia stata in origine dell'argilla ordinaria, che per l'azione del fuoco vulcanico si è posteriormente desidratata; e difatto, calcinando dell'argilla al calor rosso scuro, finchè abbia perduto gli otto o i nove decimi dell'acqua che prima conteneva, si ottiene un prodotto che presenta i principali caratteri della pozzolana naturale, e che mescolato colla calce grassa nelle debite proporzioni, produce della calce idraulica di eccellente qualità. Per conseguenza la polvere de'mattoni ordinarii deve riguardarsi come una buonissima pozzolana artificiale.

Biossido = CaO^2 — Versando una soluzione debole di acqua ossigenata nell'acqua di calce, si forma del biossido di calcio, che essendo insolubile nell'acqua, si precipita in pagliuole cristalline.

Protosolfuro = CaS — Si prepara come i solfuri corrispondenti di bario e di stronzio, calcinando in vasi chiusi un miscuglio di solfato di calce e polvere di carbone. È bianco ed appena solubile nell'acqua, alla quale comunica l'odore ed il sapore dell'idrogeno solforato, come pure la proprietà di precipitare in nero le soluzioni de'sali metallici. In contatto dell'acqua subisce una decomposizione analoga a

quella che prova il solfuro di bario nelle stesse condizioni : l'acqua decomponendosi ne' suoi elementi, produce dall'una parte idrogeno solforato, dall'altra ossido di calcio, i quali combinandosi, ciascuno separatamente, col solfuro di calcio indecomposto, formano l'uno un solfidrato $= CaS + HS$, l'altro un ossisolfuro $= CaS + CaO$, che si può ottenere cristallizzato coll' evaporazione del liquido. Gli acidi decompongono il protosolfuro di calcio, trasformandolo in un sale di calce, ed in idrogeno solforato che si sviluppa.

Bisolfuro $= CaS^2$ — Si ottiene, facendo bollire per un certo tempo de' fiori di solfo con latte di calce : col raffreddamento si separa il bisolfuro in cristalli di color rosso, che per disciogliersi richiedono 400 parti d'acqua fredda. Questi cristalli contengono dell'acqua di cristallizzazione, ed hanno per formula $CaS^2 + 3Aq$. Nel liquido resta disciolto dell' iposolfito di calce. La reazione ha luogo nel modo seguente :

3 eq. Calce $3CaO$	$= Ca^2$	CaO	O^2
6 eq. Solfo	$= S^4$		S^2
	Ca^2S^4 Bisolfuro di calcio	$CaO + S^2O^2$ Iposolfito di calce.	

Se si fa bollire per molto tempo un miscuglio d'idrato di calce, acqua e fiori di solfo in eccesso, si forma un pentasolfuro di calcio $= CaS^5$, che resta disciolto nel liquido.

Cloruro $= CaCh$ — Si può preparare come gli altri cloruri, disciogliendo la calce caustica o il marmo nell'acido idroclorico, ed evaporando la soluzione fino a consistenza sciropposa. Il liquido lasciato a se stesso per qualche tempo in un luogo fresco, e fuori del contatto dell'aria umida, produce de' cristalli molto voluminosi della formula $CaCh + 6Aq$. Tali cristalli sono oltremodo deliquescenti, e disciogliendosi nell'acqua, producono un grande abbassamento di temperatura. Ordinariamente si ottiene il cloruro di calcio come prodotto secondario della preparazione dell'ammoniaca : la calce reagendo sul sale ammoniaco, produce ammoniaca che si sviluppa, acqua e cloruro di calcio ; per conseguenza il residuo di tale operazione si compone di calce e cloruro calcio. Basta trattare tale miscuglio con acqua, filtrare ed evaporare la soluzione, per ottenere una gran quantità di cloruro di calcio.

Questo composto è solubilissimo nell'acqua e nell'alcole. Alla temperatura di 0° si discioglie nella metà del suo peso d'acqua, nel quarto a + 15° ed in ogni proporzione a 50° o 60°. Col riscaldamento, prima si fonde nell'acqua di cristallizzazione, poi l'acqua si evapora ed il cloruro si dissecca ; fatto arroventare in tale stato, si fonde in un liquido perfettamente scolorito e trasparente, il quale colato sopra un corpo freddo, si solidifica in una sostanza a frattura cristallina. Il cloruro fuso assorbe l'acqua con grandissima avidità, ed in chimica viene adoperato frequentemente per disseccare le sostanze gassose.

Se si fa bollire con idrato di calce una soluzione abbastanza concentrata di cloruro di calcio, col raffreddamento del liquido si depositano de' lunghi cristalli prismatici, che costituiscono un ossicloruro della formula $(3CaO+CaCh)+15$ Aq. In contatto dell' acqua o dell' alcole quest'ossicloruro si sciude in cloruro di calcio e idrato di calce.

Bromuro $= CaBr$ — Somiglia in tutto al cloruro. Una soluzione molto concentrata di questo corpo può disciogliere una certa quantità di bromo, colorandosi in giallo; ma se si aggiunge dell'acqua, il bromo si precipita ed il coloramento sparisce.

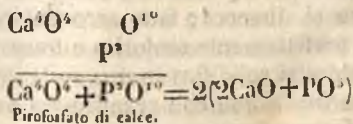
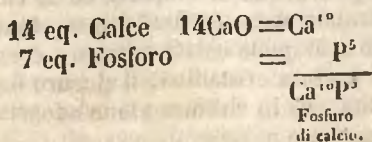
Ioduro $= CaI$ — È deliquescente, e riscaldato in contatto dell'aria, sviluppa vapori d'iodo, lasciando della calce per residuo.

Fluoruro $= CaF$ (calce fluata, spato fluore) — S'incontra nel regno minerale cristallizzato in cubi, e talvolta in ottaedri regolari. Si trova ancora, sebbene in piccola quantità, nell'urina umana, nelle ossa degli animali, e soprattutto nello smalto dei denti.

Si può ottenere artificialmente per doppia decomposizione, versando un fluoruro solubile nella soluzione d'un sale di calce. In chimica questo composto s'impiega per preparare l'acido idrofluorico.

I cristalli naturali sono raramente scoloriti; il più delle volte si trovano colorati in giallo, in violaceo, in verde ec. Certe varietà vengono lavorate, e se ne fanno delle tazze e de' vasi di bellissima apparenza. Ridotto in polvere e riscaldato, molto prima di arroventarsi, emette una luce bellissima. Certe varietà tramandano una luce verde, e sono distinte da' Mineraloghi col nome di *clorofane*. Riscaldato ad un' alta temperatura si fonde, e col raffreddamento cristallizza. È del tutto insolubile nell'acqua pura, ma solubile negli acidi, e particolarmente nell'acido idroclorico; neutralizzando l'acido libero con ammoniaca, esso si precipita inalterato. Si discioglie ancora in piccola quantità nell'acqua satura di acido carbonico, e si trova per tal ragione in alcune acque minerali, da cui si precipita coll'ebollizione.

Fosfuro $= Ca^2P$— Si ottiene facendo passare del vapore di fosforo sulla calce arroventata. P. Thénard ha descritto un apparecchio, che permette di ottenerlo in grande abbondanza. Questo apparecchio si compone d'un crogiuolo A (*fig. 51*) pieno di palline di calce viva, e forato nel fondo. Nel foro del crogiuolo si luta con argilla il collo d'un palloncino di vetro B, contenente del fosforo, si copre il crogiuolo, e si situa sopra un fornello a doppia graticola nel modo indicato dalla figura. Si riscalda il crogiuolo coprendolo di carboni, e quando è bene arroventato, si riscalda il palloncino in modo da far bollire il fosforo in esso contenuto: il vapore di fosforo passando sulla calce arroventata, dà luogo alla seguente reazione:

14 eq. Calce	$14CaO = Ca^{10}$	Ca^4O^4	O^{10}
7 eq. Fosforo	$= P^5$	P^2	
	$Ca^{10}P^5$	$Ca^4O^4 + P^2O^{10} = 2(2CaO+PO^5)$	
	Fosfuro di calcio.	Pirofosfato di calce.	

Il prodotto dell'operazione è per conseguenza un miscuglio di 5 equivalenti di fosfuro e 2 di pirofosfato. Si potrebbe ancora riguardare come combinazione di un equivalente di fosforo e due di calce, difatti $5Ca^2P+2(2CaO+PO^5)=Ca^{14}O^{14}P^7=7(2CaO+P)$; ma in tale ipotesi non s'intenderebbero bene le reazioni di questo composto.

Il fosfuro di calcio è di color bruno ed amorfo; messo in contatto dell'acqua, si trasforma in fosfuro d'idrogeno spontaneamente infiammabile, come si è già detto parlando della preparazione di tale composto (pag. 205); per questa ragione se viene esposto all'aria umida tramanda un odor ributtante di pesce marcio.

MAGNESIO

Estrazione.—Questo metallo è stato isolato da Bussy, decomponendo il cloruro di magnesio per mezzo del potassio. Per fare questa operazione, si mettono pochi globetti di potassio in un crogiuolo di platino, e si ricoprono con piccoli frammenti di cloruro di magnesio anidro, indi si fissa il coperchio del crogiuolo per mezzo di un filo di ferro, e si riscalda. Bentosto si manifesta una viva reazione: il potassio si combina col cloro, ed il magnesio resta libero. Trattando il prodotto con acqua fredda, si discioglie il cloruro di potassio formato ed il cloruro di magnesio impiegato in eccesso, e resta il magnesio in globetti metallici fusi. Il cloruro di magnesio fuso coll'azione del calore, viene ridotto con tale facilità dalla corrente elettrica, che su tale proprietà Bunsen ha fondato in questi ultimi tempi un metodo facile di estrazione. Una condizione indispensabile alla buona riuscita dell' esperienza è quella di tenere il magnesio ridotto totalmente coperto di cloruro fuso, senza di che verrebbe a galla e brucerebbe in contatto dell'aria. Ecco la disposizione più conveniente da dare all'apparecchio. Introdotto del cloruro di magnesio ben secco in un crogiuolo di porcellana, si divide la capacità del crogiuolo in due compartimenti, introducendovi una placca di porcellana, che si adatti il meglio possibile alla cavità del crogiuolo. In ciascun compartimento si fa penetrare un reoforo di carbone, che si mette in comunicazione colla pila. Il carbone che fa da reoforo negativo, porta delle escavazioni dentate e dirette obbliquamente dal basso all'alto, nelle quali si accumula il metallo ridotto ed è ritenuto al di sotto della superficie del cloruro fuso. Finalmente si adatta al crogiuolo un coperchio d'argilla munito di due fori, che danno passaggio ai reofori anzidetti, si riscalda il crogiuolo in modo da fondere il cloruro di magnesio, e si mantiene alla stessa temperatura per tutta la durata dell'operazione. Il magnesio ridotto si accumula nelle escavazioni del carbone, che fa da reoforo negativo, e terminata l'esperienza, si trova riunito in bottoncini metallici, alcuni de' quali giungono al peso di parecchi grammi.

Proprietà. — I globuli di magnesio ottenuti col metodo di Bunsen sono fragili ed hanno una struttura ora lamellare, ora granellosa. Nel primo caso il metallo è di color bianco argentino, nel secondo è di

colore azzurrastro, e privo di splendore. La sua durezza è quasi eguale a quella dello spato d'Islanda; la sua densità è di 1,743 alla temperatura di 5°; si fonde ad un color rosso moderato. All'ordinaria temperatura non si altera in contatto dell'aria secca, ma all'aria umida si ricopre d'uno strato d'ossido. Se si fa roventare in contatto dell'aria, esso si accende e brucia con molto splendore; nell'ossigeno poi la combustione è brillantissima. A freddo decompone l'acqua lentissimamente, ma con rapidità se vi è disciolto un acido libero, sviluppando gas idrogeno. Riscaldato nel vapore di cloro, di bromo, d'iodo o di solfo, si accende, come pure in contatto dell'acido idroclorico liquido; invece l'acido solforico monoidrato lo discioglie con difficoltà. Ottenuto per via galvanica, la sua malleabilità è paragonabile a quella dello zinco, mentre invece è malleabilissimo quando è stato ridotto dal cloruro per mezzo del potassio.

Ossido di magnesio $= MgO$ (magnesia) — Si ottiene facilmente calcinando al calor rosso scuro l'idrocarbonato di magnesia conosciuto in commercio col nome di *magnesia alba*: coll'azione del calore l'acqua e l'acido carbonico si sviluppano, e rimane l'ossido di magnesio puro, il quale viene adoperato in medicina col nome di *magnesia calcinata*.

Quest'ossido è bianco, leggerissimo ed infusibile. La sua densità è di 2,808 secondo Delesse. Messo in contatto dell'acqua, vi si combina, formando un idrato della formula $MgO+HO$, che si trova anche nel regno minerale cristallizzato in pagliuole bianche, e porta il nome di *brucite*. La magnesia è pochissimo solubile: una parte di questo corpo richiede per disciogliersi 5242 parti d'acqua alla temperatura ordinaria, e 36000 a 100°, per conseguenza la magnesia è come la calce, più solubile nell'acqua fredda che nell'acqua calda. La soluzione inverdisce lo sciroppo di viole, e ristabilisce il colore azzurro della laccamuffa arrossato dagli acidi, come fanno le soluzioni alcaline.

Scacchi ha trovato nelle rocce dolomitiche del Vesuvio un minerale essenzialmente costituito da ossido di magnesio, accidentalmente mescolato a piccole quantità di protossido di ferro, al quale ha dato il nome di *periclasia*. La periclasia è cristallizzata in ottaedri regolari di di color verdognolo o violaceo, ed ha una densità di 3,57 a 3,58.

La magnesia è una base abbastanza energica. I suoi sali sono quasi tutti solubili, ed hanno un sapore amaro marcatissimo, circostanza per cui i Chimici alemanni chiamano la magnesia *bitterherde*, cioè *terra amara*. I sali di magnesia sono decomposti dalla potassa, dalla soda, dalla barite, dalla stronziana e dalla calce, che ne precipitano la base allo stato d'idrato. L'ammoniaca versata nella soluzione d'un sale neutro di magnesia, ne precipita metà della base soltanto; l'altra metà combinata coll'acido e coll'ammoniaca, forma un sale doppio, sul quale l'ammoniaca non ha più azione. Perciò se si versa un sale ammoniacale nella soluzione d'un sale di magnesia, il miscuglio non viene più precipitato dall'ammoniaca. Per questa stessa ragione l'ammoniaca non precipita i sali di magnesia, quando la soluzione contiene una sufficiente quantità di un acido libero, perchè in tal caso l'ammoniaca satura

prima l'acido, formando un sale ammoniacale, il quale poi combinandosi col sale di magnesia, forma un sale doppio, che non è più precipitato da un eccesso d'ammoniaca.

SOLFURO = MgS — Questo composto si può ottenere con diversi metodi: versando del solfato di magnesia in una soluzione di solfuro di bario, si precipita del solfato di barite, e nel liquido resta disciolto del solfuro di magnesio. Berzelius consiglia di far passare una corrente di gas idrogeno solforato sull'idrato di magnesia sospeso nell'acqua; ma tanto nell'uno, quanto nell'altro caso, se si tenta di evaporare la soluzione ottenuta, il solfuro di magnesio disciolto si decompone, rigenerando ossido di magnesio e idrogeno solforato. Per ottenere il solfuro di magnesio allo stato solido, Fremy fa passare del vapore di solfuro di carbonio sulla magnesia bene arroventata.

Il prodotto ottenuto coll'ultimo metodo è cristallizzato, non si volatilizza coll' azione del calore, si discioglie in piccola proporzione nell'acqua, e la soluzione si decompone lentamente a freddo, rapidamente a caldo nel modo di sopra accennato.

SECONDA SEZIONE

Si annoverano nella seconda sezione quei metalli che non decompongono l'acqua, che alle temperature comprese fra 100° e 200°, ovvero quando vi è disciolto un acido libero:

Manganese
Alluminio
Glucio
Zirconio
Ittrio
Torio
Cerio
Lantano
Didimio
Erbio
Terbio
Uranio
Titanio.

MANGANESE

Nel regno minerale occorrono varii ossidi di questo metallo, ora allo stato libero, ora combinati coll'acqua, coll'acido carbonico, coll'acido silicico ec.

Estrazione. — Il metallo si ottene riducendo uno degli ossidi per mezzo del carbone ad una temperatura altissima. A tal fine si calcina il carbonato di manganese in un crogiuolo chiuso: il protossido che rimane è molto denso. Si mescola in tale stato con $\frac{1}{10}$ del suo peso di polvere di carbone o con $\frac{1}{10}$ di borace fuso, e si riscalda ad un fuoco di fucina molto gagliardo in un crogiuolo di terra refrattaria rivestito interamente con un strato di polvere di carbone. Il carbone s'impadronisce dell'ossigeno dell'ossido, e riduce quest'ultimo allo stato metallico, il borace fondendosi facilita la riunione delle particelle metalliche

ridotte. Terminata l'operazione, si lascia raffreddare il crogiuolo, indi si rompe, e si ritrae il manganese che si trova nel fondo in forma di regolo. Il metallo così ottenuto contien sempre un po' di carbonio, che lo rende fragilissimo; per purificarlo, si mescola con una piccola quantità di carbonato di manganese, e si rifonde in un piccolo crogiuolo di porcellana situato dentro un crogiuolo di terra più grande, e munito del suo coperchio ben lutato.

Proprietà. — Il manganese è di color giallo grigiastro, alquanto duttile, granelloso, lucidissimo, poco risplendente e cristallino nella spezzatura. Quando contiene qualche traccia di carbonio o di silicio, come ordinariamente suole accadere, è fragilissimo. Toccato colle mani, tramanda un odore disgustoso e persistente. Ha una densità di 8,0 circa. L'aria ed il gas ossigeno ben secchi non vi hanno nessuna azione; ma allo stato umido l'ossidano facilmente, di guisa che la superficie si ricopre d'uno strato bruno formato d'ossido di manganese. Per preservarlo dall'ossidazione, si suol conservare in bocce smerigliate piene d'olio di nafta, come si pratica per il potassio e per gli altri metalli della prima sezione, ovvero in tubi di vetro, di cui si son chiuse ambe le estremità fondendole. Tuffato nell'acqua bollente, decompone questo liquido, sviluppando gas idrogeno. Alla temperatura ordinaria non vi ha azione; ma in presenza di un acido libero la decomposizione ha luogo anche a freddo.

Il manganese, combinandosi coll'ossigeno, forma sei composti, cioè un protossido basico, un sesquiossido debolmente basico, un biossido indifferente, un ossido salino e due acidi.

Protossido di manganese $= MnO$ — Si prepara riscaldando il carbonato di protossido di manganese in una corrente di gas idrogeno secco in un apparecchio simile a quello rappresentato dalla *fig. 52*. Il gas idrogeno si sviluppa nella boccia A, per la reazione dell'acido solforico diluito sullo zinco metallico, si dissecca passando sul cloruro di calcio contenuto nel tubo *ab*, ed arriva nella pallina *c*, ove trovasi il carbonato di manganese. Quando si giudica che tutta l'aria è stata espulsa, si riscalda il carbonato per mezzo d'una lampada a spirito di vino, finchè sia compiutamente decomposto, indi continuando sempre a far passare gas idrogeno, si fonde colla fiamma del cannello ferruminatorio il tubo *de* nel punto *d*, ov'è la strozzatura, si distacca dal resto dell'apparecchio, e finalmente si finisce di chiudere fondendone l'altra estremità *e*. Coll'azione del calore il carbonato di manganese si decompone in acido carbonico e protossido di manganese: il gas idrogeno non ha altro oggetto che quello d'impedire il contatto del protossido riscaldato coll'aria atmosferica, che lo convertirebbe in un grado superiore d'ossidazione. Il protossido di manganese ottenuto con questo metodo assorbe l'ossigeno, anche all'ordinaria temperatura; per cui bisogna conservarlo nello stesso tubo in cui è stato ottenuto, ermeticamente chiuso nel modo anzidetto. Se invece si prepara decomponendo il carbonato di manganese in un tubo di porcellana fortemente arroventato, il prodotto si presenta in forma di polvere verdastra, coerente e pesan-

te, che alla temperatura comune non si ossida in contatto dell'aria.

È una sostanza di color verde grigiastro, che riscaldata all'aria libera, si accende e brucia rapidamente, trasformandosi in un composto più ossigenato del protossido. Quest'ultimo costituisce una base molto energica, i cui sali non vengono decomposti che dagli ossidi alcalini. L'ammoniaca ne precipita la metà della base soltanto, e se col sale di manganese si mescola un sale ammoniacale, il miscuglio che ne risulta non è menomamente precipitato dall'ammoniaca, come si osserva coi sali di magnesia.

Se si versa una soluzione di potassa o di soda in quella di un sale di manganese, si precipita una sostanza bianca, che è il protossido di manganese idrato. Questo precipitato, lasciato in contatto dell'aria, diviene prima giallo, poi bruno, ed in ultimo quasi nero, trasformandosi in idrato di sesquiossido.

Sesquiossido $= Mn^2O^3$ — È una polvere di color bruno, che si ottiene calcinando alla temperatura del calor rosso nascente il nitrato di manganese: un maggior grado di calore potrebbe decomporlo parzialmente. Talvolta questo stesso composto s'incontra cristallizzato nel regno inorganico, ora anidro, ora combinato coll'acqua, e costituisce due minerali: il primo de' quali si chiama *braunite*, il secondo *manganite*.

Molti acidi vi si combinano alla temperatura ordinaria, per formare de' sali più o meno colorati in bruno. Questi peraltro si decompongono appena vengono riscaldati, e si trasformano in sali di protossido, sviluppando gas ossigeno. Fuso col borace per mezzo del cannello, forma alla fiamma esterna un vetro di colore ametista, violaceo, o nero, a seconda della quantità di ossido adoperato. La fiamma interna produce invece un vetro bianco e trasparente, perchè in tal caso il sesquiossido si trasforma in protossido; portando il vetro nella fiamma esterna, torna a colorarsi per una reazione inversa della prima, che riconduce il protossido di manganese allo stato di sesquiossido. Il composto in esame può talvolta far le veci di acido, come gli ossidi d'una composizione analoga, combinandosi coi protossidi. Il prodotto che resta quando si calcina il biossido di manganese ad un'alta temperatura, è una combinazione di protossido e sesquiossido di manganese, che ha per formula $MnO + Mn^2O^3$. Lo stesso corpo si trova cristallizzato nel regno minerale, e porta il nome di *haussmanite*.

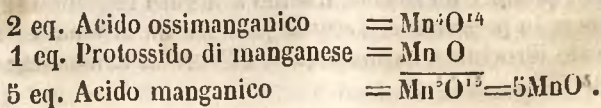
Biossido $= MnO^2$ — Quest'ossido non si prepara giammai nei laboratorii, trovandosi abbondantissimo nel regno minerale. Ordinariamente è di color bruno o nero; talvolta cristallizzato, di color grigio e di apparenza metallica. Per l'azione del calore si decompone, sviluppando ossigeno, e lascia un residuo meno ossigenato. Riscaldato a un dolce grado di calore con acido solforico concentrato, si trasforma in gas ossigeno che si sviluppa, ed in protossido, che combinandosi coll'acido solforico, produce un solfato. L'acido solforoso reagendo sul biossido di manganese in presenza dell'acqua, produce un ditionato (v. p. 134). Coll' acido idroclorico forma acqua, cloruro di manganese e cloro (v. p. 61).

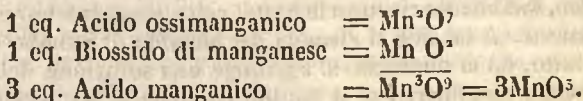
ACIDI DEL MANGANESE—Oltre agli ossidi già descritti, il manganese combinandosi coll'ossigeno, genera due altri composti, che fanno l'ufficio di acidi, combinandosi cogli ossidi metallici, per formare de'sali. Questi acidi si formano tutte le volte che si calcina un ossido di manganese in contatto di un alcali: l'ossido si trasforma in acido manganico, attirando ossigeno dall'aria atmosferica, e l'acido manganico prodotto si combina colla base alcalina impiegata. Così riscaldando in un crogiuolo di argento della potassa caustica col biossido di manganese, si ottiene per prodotto una materia di color verde carico, solubile nell'acqua, che tinge del suo colore. La soluzione lasciata in contatto dell'aria, a poco a poco diventa azzurra, poi violacea, e finalmente rossa; questo rapido mutamento di colori fu cagione che il composto così ottenuto ricevesse da Scheele che lo scoprì, il nome di *camaleonte minerale*.

ACIDO MANGANICO $= MnO^3$ — Volendo preparare il manganato di potassa in maggiore abbondanza, si discioglie una certa quantità d'idrato di potassa nella minor quantità di acqua possibile; si aggiunge alla soluzione del biossido di manganese ben polverizzato in dose eguale a quella dell'idrato di potassa, e si dissecca il miscuglio, riscaldandolo in una cassula di porcellana o meglio di argento. Ciò fatto, si riduce in frammenti il residuo, e s'introduce in un tubo di vetro poco fusibile, che si mette in comunicazione con una storta contenente del clorato di potassa. Si riscalda il tubo circondandolo di carboni bene accesi, e quando è mediocremente arroventato, si riscalda la storta che contiene il clorato, e vi si fa passare una corrente di gas ossigeno. Disciogliendo il prodotto nell'acqua, si ottiene una soluzione verde di manganato di potassa con eccesso di alcali, che si filtra sull'amianto, e si mette ad evaporare sotto il recipiente della macchina pneumatica. Quando la soluzione è sufficientemente concentrata, il manganato di potassa si deposita in cristalli di color verde, che si fanno prosciugare sopra un mattone poroso.

Il manganato di potassa cristallizza in aghi prismatici, che guardati per riflessione si mostrano di color verde, ed appariscono di color porporino per trasparenza. Questi cristalli sono isomorfi con quelli del solfato, del cromato e del seleniato di potassa, il che dimostra che l'acido manganico è formato, come gli acidi solforico, cromico e selenico, di un equivalente di radicale e tre di ossigeno, e che quindi la sua formula dev'essere MnO^3.

L'acido manganico è un composto instabilissimo, che non si può ottenere allo stato libero; talchè decomponendo per mezzo d'un acido il manganato di potassa, si forma un liquido di color rosso, e l'acido manganico si scinde in acido ossimanganico, ed in protossido di manganese, che si combina coll'acido impiegato; difatti 5 equivalenti di acido manganico racchiudono gli elementi di 2 equivalenti di acido ossimanganico e di 1 equivalente di protossido di manganese:

2 eq. Acido ossimanganico	$= Mn^4O^{14}$
1 eq. Protossido di manganese	$= Mn\,O$
5 eq. Acido manganico	$= \overline{Mn^5O^{15}} = 5MnO^3$.

Acciò si verifichi una tale decomposizione non è nemmeno necessario che l'acido manganico venga separato dalla potassa, bastando disciogliere nell'acqua il manganato neutro cristallizzato. In tal caso se si discioglie una piccola quantità di sale in molta acqua, l'ossigeno della aria disciolta basta a trasformare l'acido manganico in acido ossimanganico, senza altro prodotto, e di fatti 2 equivalenti di acido manganico $=Mn^2O^6$ assorbendo un equivalente d'ossigeno, producono un equivalente di acido ossimanganico $= Mn^2O^7$. Se invece si discioglie nell'acqua una quantità piuttosto abbondante di manganato di potassa, in tal caso la piccola dose d'ossigeno contenuto nell'aria disciolta, non bastando a trasformare l'acido manganico in acido ossimanganico, il primo si scinde in acido ossimanganico, che resta disciolto nel liquido e combinato colla potassa, ed in biossido di manganese che si precipita: un equivalente di acido ossimanganico ed uno di biossido di manganese, presi insieme, formano difatti tre equivalenti di acido manganico:

1 eq. Acido ossimanganico	$= Mn^2O^7$
1 eq. Biossido di manganese	$= Mn\,O^2$
3 eq. Acido manganico	$= Mn^3O^9 = 3MnO^3$.

Acciò il manganato di potassa possa disciogliersi senza decomporsi, è necessario che il liquido contenga dell'alcali libero. Per altro lasciando la soluzione in contatto dell'aria, per l'influenza simultanea dell'acido carbonico che satura l'alcali in eccesso, e dell'ossigeno che si combina coll'acido manganico, quest'ultimo si converte in acido ossimanganico, sicchè la soluzione che prima era verde, diviene a poco a poco turchina, poi violacea, ed in ultimo rossa. Le tinte intermedie sono prodotte dalla mescolanza dell'acido ossimanganico prodotto coll'acido manganico indecomposto. Se finalmente si fa bollire una soluzione alcalina di manganato di potassa, l'acido si scinde in acido ossimanganico, che resta disciolto, colorando il liquido in rosso, ed in biossido di manganese che si precipita.

Da tutto ciò che precede si deduce adunque che l'acido manganico allo stato libero non può esistere, e che i manganati neutri esistono soltanto allo stato solido; ma disciogliendosi nell'acqua, il loro acido si trasforma in acido ossimanganico, il quale sebbene più ossigenato, è più stabile dell'acido manganico. Tale metamorfosi può aver luogo in tre maniere diverse: 1° se si versa nella soluzione un acido alquanto energico, si forma come prodotto complementario, del protossido di manganese, che si combina coll'acido impiegato; 2° se il manganato trova una quantità sufficiente di ossigeno libero, vi si combina integralmente, per formare acido ossimanganico, ed in tal caso non si ottiene altro prodotto; 3° finalmente se si discioglie nell'acqua pura una quantità tale di manganato neutro, che l'ossigeno non basti a perossidare l'acido, in tal caso l'acido manganico si scinde in acido ossimanganico ed in perossido di manganese.

I manganati perdono facilmente una porzione del loro ossigeno in contatto delle materie organiche, ed in generale de'corpi combustibili; una soluzione verde di manganato di potassa, filtrata per carta, si scolora intieramente, e lascia una polvere bruna, che consiste in biossido di manganese, nè un eccesso d'alcali vale a preservarlo da tale decomposizione.

La proprietà di convertirsi in manganato sotto l'influenza del calore e di un alcali libero, non appartiene esclusivamente al biossido di manganese, ma è comune a tutti i composti di questo metallo; quindi è stata messa a profitto nell'analisi qualitativa per iscoprire la presenza del manganese. Questa reazione è così sensibile che spesso s'incontrano delle sostanze minerali, le quali calcinate colla potassa caustica, si colorano in verde, sebbene la quantità di manganese che racchiudono sia così piccola, da non potersi separare con nessun mezzo, e molto meno pesare. Crum ha proposto un altro metodo, il quale è fondato sulla proprietà che hanno gli ossidi di manganese di convertirsi in acido ossimanganico, facilmente riconoscibile dal color rosso intenso che acquista la soluzione. A tal fine si riscalda del biossido di piombo con acido azotico diluito, ed al miscuglio si aggiunge una soluzione della sostanza che si vuole esaminare, se il liquido contiene la più piccola traccia di manganese, si colora immediatamente in porpora.

Acido ossimanganico$=Mn^2O^7$ (acido permanganico) — Disciogliendo nell'acqua pura il manganato di potassa cristallizzato, si ottiene come già abbiamo veduto, una soluzione rossa di ossimanganato, e del biossido di manganese che si precipita. Evaporando convenientemente questa soluzione, l'ossimanganato si separa in cristalli rossi, da' quali si ricava l'acido ossimanganico col seguente processo. Si discioglie l'ossimanganato di potassa nell'acqua bollente, ed alla soluzione si aggiunge del nitrato d'argento: col raffreddamento del liquido si depositano de'cristalli voluminosi di ossimanganato d'argento poco solubile, il quale ridotto in polvere ed agitato con una soluzione di cloruro di bario, si trasforma in ossimanganato di barite solubile, ed in cloruro di argento. Versando con precauzione dell'acido solforico nel liquido filtrato, si precipita del solfato di barite e l'acido ossimanganico resta disciolto; ma non si può ottenere allo stato solido, senza che si decomponga.

La soluzione acquosa di acido ossimanganico è di color rosso intenso, si decompone lentamente alla temperatura ordinaria, rapidamente a quella di 36° o 40° in biossido di manganese idrato che si precipita, ed in gas ossigeno che si sviluppa. Le sostanze organiche con cui questo corpo si mette a contatto diventano bianche, e l'acido viene decomposto; proprietà che posseggono gli stessi ossimanganati. Abbiamo veduto che una soluzione alcalina di manganato di potassa assorbe ossigeno, e si converte in ossimanganato, a misura che si neutralizza l'alcali libero, sicchè il liquido che prima era verde diviene turchino, poi violaceo ed in ultimo rosso; se si versa della potassa in una soluzione di ossimanganato di potassa, che è di color rosso, si produce una reazione inversa della precedente: il liquido in tal caso si colora prima in

violaceo poi in turchino, e finalmente in verde, perchè un equivalente di acido ossimanganico Mn^2O^7 perdendo un equivalente di ossigeno, produce due equivalenti di acido manganico $= Mn^2O^6$.

PROTOSOLFURO DI MANGANESE $= MnS$ — Non si conosce che questo solo solfuro, il quale si ottiene riscaldando una mescolanza di solfo e biossido di manganese, ed è una polvere di color verde. Allo stato d'idrato è bianco, e si ottiene versando del protosolfuro di potassio o di sodio in una soluzione d'un sale di protossido di manganese.

FOSFURO — È bianco, fragile, inalterabile all'aria, e dotato di splendore metallico.

PROTOCLORURO$=MnCh$ — Per ottenere questa combinazione, si calcina al calor rosso scuro un miscuglio di biossido di manganese e sale ammoniaco, poscia si tratta il prodotto con acqua, e si evapora la soluzione. Il protocloruro di manganese è di color bianco volgente al roseo, solubilissimo nell'acqua e nell'alcole, capace di cristallizzare, e deliquescente all'aria.

SESQUICLORURO $= Mn^2Ch^3$ — Disciogliendo a freddo il sesquiossido di manganese nell' acido idroclorico, si forma una soluzione nera o giallo-scura, secondo che è più o meno concentrata, la quale sviluppa cloro anche alla temperatura ordinaria, e con un riscaldamento, anche moderatissimo, si decompone in gas cloro ed in protocloruro di manganese.

PERCLORURO $= Mn^2Ch^7$ —Per preparare questo composto, si scioglie il manganato di potassa solido nell'acido solforico concentrato, e si versa questa soluzione in una storta tubulata, indi a poco a poco si aggiunge del cloruro di sodio precedentemente fuso. Dalla reazione di queste sostanze risulta un gas di color giallo verdastro, che raffreddato a —15° o a — 20°, si condensa in un liquido di color verde scuro, che l' acqua decompone in acido idroclorico ed in acido ossimanganico.

BROMURO $= MnBr$ — Cristallizza in piccoli aghi deliquescenti. Scaldato all'aria si decompone.

IODURO $= MnI$ — Si può avere cristallizzato per evaporazione. È deliquescente, e si decompone quando si calcina in contatto dell'aria.

PROTOFLUORURO $= MnF$ — Si prepara disciogliendo il carbonato di manganese nell' acido idrofluorico. Durante l'evaporazione del liquido si separa in forma di polvere cristallina di colore ametista.

SESQUIFLUORURO $= Mn^2F^3$ — Si forma trattando con acido idrofluorico il sesquiossido di manganese idrato. La soluzione è di color rosso intenso, e coll'evaporazione spontanea produce dei cristalli prismatici di color bruno carico. Si discioglie benissimo nell'acqua fredda, senza alterarsi; ma riscaldando la soluzione, si precipita un ossifluoruro.

PERFLUORURO$=Mn^2F^7$—Si prepara riscaldando in un apparato distillatorio di platino una mescolanza di manganato di potassa, fluoruro di calcio e acido solforico fumante. È un gas giallo verdastro, che all'aria si condensa in vapori di color porporino.

ALLUMINIO

Questo metallo non si trova mai allo stato libero nel regno minerale. Il suo ossido, conosciuto comunemente col nome di *allumina*, è abbondantissimo alla superficie del globo: combinato colla silice, colla calce e con altri ossidi metallici costituisce il feldispato, la mica, l'anfibolo ed altri minerali, che formano le rocce così dette cristalline, di cui si compone la parte interna della crosta terrestre accessibile alle nostre indagini. Queste rocce decomponendosi per l'azione combinata dell'acido carbonico dell'aria, e dell'acqua, generano le argille, che sono delle combinazioni di silice, allumina ed acqua mescolate a qualche traccia di altri ossidi metallici.

Estrazione. — L'alluminio metallico fu isolato da Wöhler nel 1827, il quale l'ottenne come il magnesio, decomponendo il cloruro d'alluminio per mezzo del potassio. Bisogna pertanto avvertire di non mettere i due corpi in immediato contatto, perchè il cloruro d'alluminio, essendo un corpo molto volatile, il calore prodotto dalla reazione, trasformandolo rapidamente in vapore, potrebbe cagionare un'esplosione. Bisogna adunque fare in modo che il potassio si trovi riscaldato in un'atmosfera di cloruro d'alluminio allo stato di vapore. Per sodisfare a tale indicazione, s'introduce il potassio in un piccolo crogiuolo di platino, che si situa dentro un altro crogiuolo più grande dello stesso metallo, e si riempie lo spazio interposto con pezzetti di cloruro d'alluminio. Ciò eseguito, si copre il crogiuolo più grande col suo coperchio, e si riscalda a fuoco di carboni. Terminata l'operazione, si ritrae il crogiuolo dal fuoco, si lascia raffreddare, e finalmente s'immerge nell'acqua fredda, che discioglie il cloruro d'alluminio impiegato in eccesso, il cloruro di potassio prodotto, e lascia intatto l'alluminio.

Proprietà. — L'alluminio è una polvere di color grigio, che guardata col microscopio, apparisce formata da innumerevoli globettini metallici fusi, fra i quali ve ne sono alcuni, che si possono comodamente distinguere ad occhio nudo, e che talvolta oltrepassano la grossezza d'una testa di spilla. In tale stato ha una densità di circa 2,50, e battuto col martello si mostra alquanto malleabile. In contatto dell'aria non si altera all'ordinaria temperatura; ma se si riscalda, si accende e brucia con viva incandescenza, trasformandosi in ossido d'alluminio o allumina. La temperatura prodotta è così elevata, che basta per fondere l'allumina prodotta, la quale in tale stato possiede una durezza straordinaria. L'acqua fredda non ha azione sull'alluminio; ma l'acqua bollente l'ossida, sviluppando gas idrogeno. Le soluzioni acide o alcaline ossidano egualmente l'alluminio, anche all'ordinaria temperatura; l'acqua si decompone in questo caso, come per l'azione del calore, somministrando ossigeno, che si combina col metallo, e idrogeno che si sviluppa allo stato di gas. Adoperando un acido, si ottiene un sale in cui l'allumina funziona da base, adoperando invece un alcali, l'allumina prodotta si combina coll'ossido alcalino, facendo ufficio d'acido. L'alluminio non

riduce, nè i sali di piombo, nè quelli d'argento, nemmeno quando la soluzione contiene un acido libero ; ma se s' introduce il metallo nella soluzione dell'ossido di piombo nella potassa caustica, o in quella dell' ossido d' argento nell' ammoniaca , si precipita immediatamente del piombo o dell' argento ridotto. Questa differenza d'azione ne'due casi dipende da ciò che l' allumina ha maggiore tendenza a fare le veci di acido che di base.

L'alluminio combinandosi coi corpi metalloidi , forma con ciascuno un solo composto , quindi un solo ossido , un solo cloruro , un solo bromuro ec. Le formule di tutti questi corpi si riferiscono allo stesso tipo , e si possono rappresentare coll'espressione generale Al^2R^3, in cui R serve ad indicare un radicale metalloide.

Sesquiossido d'alluminio $= Al^2O^3$ (allumina) — L'allumina libera si trova nel regno minerale cristallizzata in forme appartenenti al sistema esagonale. Questi cristalli di allumina naturale costituiscono delle pietre preziose , che superano gli altri corpi in durezza, eccettuato il diamante , sono variamente colorati da tracce accidentali di altri ossidi metallici, ed a seconda del colore prendono varie denominazioni. Quando sono rossi e trasparenti, si chiamano *rubini* (1); se sono azzurri *zaffiri*; l'allumina in cristalli scoloriti e semitrasparenti prende il nome di *corundon ialino*. Il più delle volte per altro tali cristalli sono opachi e colorati in bruno dall' ossido di ferro ; in tal caso si riducono in una polvere, che si adopera nelle arti per lavorare le pietre dure, il cristallo ec., ed è conosciuta col nome di *smeriglio*. Siccome l'allumina cristallizzata è isomorfa col ferro oligisto, si è dedotto per analogia che questi due ossidi appartengono alla stessa formula generale M^2O^3.

Si conoscono varii metodi per ottenere artificialmente l' allumina. Calcinando fortemente il doppio solfato d' allumina e d' ammoniaca $= (AzH^4O,SO^3+Al^2O^3,3SO^3)+24Aq$ conosciuto in commercio col nome di *allume ammoniacale* , l'acqua , l'ammoniaca e l'acido solforico si sviluppano, e resta la sola allumina. Se si versa un eccesso d'ammoniaca in una soluzione di allume ammoniacale o di allume ordinario, si forma un precipitato abbondante , gelatinoso e semitrasparente , che somiglia alla salda d'amido. Questo precipitato, lavato per molto tempo con acqua bollente, costituisce un idrato d'allumina, il quale ritiene l'acqua con molta forza, talchè per renderlo anidro non basta arroventarlo, ma bisogna spingere il calore fino alla temperatura dell'incandescenza. Il regno minerale ci offre due idrati d' allumina cristallizzati , cioè il *diasporo*$=Al^2O^3+HO$, e la *gibsite*$=Al^2O^3+3HO$; è difficile per altro decidere se in tali composti l'allumina fa le veci di acido o di base.

L'allumina pura si presenta in polvere bianca , leggiera ed untuosa

(1) Il rubino non è altro che allumina, e deve il suo bel color rosso ad una traccia di acido cromico che contiene. Gaudin e dopo di lui Böttger son giunti a fabbricare artificialmente de'rubini , che nè in durezza nè in bellezza la cedono ai rubini naturali. Il loro metodo consiste nel fondere alla fiamma del cannello a gas ossidrogeno un globetto di allumina pura impastata con una soluzione di bicromato di potassa, e ben disseccato ad una bassa temperatura.

al tatto, che assorbe con molta avidità l'umidità atmosferica, ed è infusibile al fuoco di fucina; ma si fonde quando viene esposta all'azione del cannello a gas ossidrogeno. L'allumina è insolubile nell'acqua; ma si discioglie negli acidi e nelle soluzioni di potassa, di soda, di barite e di stronziana, ed in piccola quantità anche nell'ammoniaca. Come base ha un'affinità debole per gli acidi, ed i suoi sali sono facilmente decomposti dagli alcali, non esclusa l'ammoniaca. Sottoposta all'azione di un'alta temperatura, diminuisce di volume, aumentando di densità, e diventa pochissimo solubile negli acidi e negli alcali.

I sali d'allumina sono quasi tutti solubili, arrossano la carta reagente, e per la maggior parte cristallizzano; hanno un sapore astringente molto pronunziato, e se contengono un acido volatile, sottoposti all'azione del calore, si decompongono: l'acido si sviluppa lasciando un residuo di allumina pura. Versando potassa o soda nelle loro soluzioni, si forma un precipitato gelatinoso d'idrato d'allumina, che si discioglie in un eccesso del liquido precipitante; se invece si versa ammoniaca, il precipitato non si ridiscioglie visibilmente; ciò non ostante, siccome l'allumina non è del tutto insolubile in una soluzione ammoniacale, una piccola quantità ne riman sempre disciolta, e però quando occorra di dover determinare rigorosamente la quantità di allumina esistente in un liquido, si preferisce di precipitarla con carbonato d'ammoniaca, o anche meglio con solfuro d'ammonio.

Solfuro $= Al^2S^3$ — Questo composto si ottiene, secondo Fremy, facendo passare del vapore di solfuro di carbonio sull'allumina fortemente arroventata: i prodotti della reazione sono solfuro d'alluminio ed acido carbonico.

Il prodotto così ottenuto ha l'aspetto d'una sostanza vetrosa fusa, che non è punto volatile. L'acqua decompone il solfuro d'alluminio, producendo allumina e idrogeno solforato. Fatto arroventare in una corrente di vapor d'acqua, si decompone nel modo anzidetto, e lascia per residuo dell'allumina anidra in piccoli grani trasparenti, che hanno la durezza del *corundon*, sebbene non siano regolarmente cristallizzati.

Cloruro $= Al^2Ch^3$ — Disciogliendo nell'acido idroclorico l'allumina che non è stata ancora arroventata, si ottiene facilmente una soluzione acquosa di cloruro d'alluminio. Se si evapora il liquido sotto il vuoto pneumatico, si formano de'cristalli di cloruro d'alluminio idrato, la cui composizione è rappresentata dalla formula Al^2Ch^3+12Aq. Riscaldando questi cristalli, l'acqua reagisce sul cloruro metallico, formando acido idroclorico che si sviluppa, e lasciando un residuo di allumina pura. Per conseguenza il cloruro d'alluminio anidro non si può ottenere per via umida; ma se si fa arroventare un miscuglio di allumina e polvere di carbone, ed in tale stato vi si fa passare una corrente di gas cloro, le affinità riunite del cloro per l'alluminio e del carbone per l'ossigeno decompongono l'allumina, formando cloruro d'alluminio ed ossido di carbonio. La preparazione del cloruro d'alluminio si conduce in tutto come quella del cloruro di silicio, facendo uso dello stesso apparecchio rappresentato dalla *fig.* 44.

Il cloruro d'alluminio è una sostanza bianca, cristallina, semitrasparente, solubilissima nell'acqua con isviluppo di calore e deliquescente. Si volatilizza ad una temperatura alquanto maggiore di 100°, senza lasciar residuo.

Bromuro $= Al^2Br^3$ — Ha gli stessi caratteri del cloruro, e si prepara in un modo analogo.

Fosfuro — Si può ottenere riscaldando l'alluminio in contatto dei vapori di fosforo. S' ignorano per altro i caratteri e la composizione di questa sostanza.

GLUCIO

Questo metallo fa parte di un minerale piuttosto comune, che è un doppio silicato d'ossido di glucio e di allumina $= G^2O^3,SiO^3 + Al^2O^3, SiO^3$, e prende diversi nomi a seconda del suo colore. Quando è trasparente e colorato in verde dall' ossido di cromo, si chiama *smeraldo*; se ha una leggerissima tinta verdastra traente all' azzurro, si chiama *acquamarina*; quando finalmente è quasi opaco e di color verde pallido si chiama *berillo*. Quest' ultima varietà è molto più abbondante delle due prime, ed è per conseguenza quella che s'impiega per l' estrazione della *glucina*, ossia ossido di glucio. L' *euclasia* ed il *crisoberillo* contengono ancora della glucina.

Estrazione — Il glucio si prepara come il magnesio e l' alluminio, decomponendo il cloruro di glucio col potassio.

Proprietà — È una polvere grigia capace di acquistare lo splendore metallico per l'azione del brunitoio. All'ordinaria temperatura non decompone l' acqua; ma in contatto di questo liquido bollente si ossida, sviluppando gas idrogeno. Il glucio riscaldato all' aria libera, si accende e diviene incandescente, trasformandosi in glucina. Si discioglie nelle soluzioni acide ed alcaline, sviluppando gas idrogeno.

Si conosce una sola combinazione di questo metallo coll' ossigeno, cioè la glucina, che è un sesquiossido di glucio.

Ossido di glucio $= G^2O^3$ (glucina) — Per ottenere la glucina, si riduce in polvere il berillo, e si fa fondere in un crogiuolo di platino con 3 volte circa il suo peso di carbonato di potassa. Si discioglie la massa ottenuta nell' acido idroclorico diluito, e si evapora a secco la soluzione. Sul residuo si versa qualche goccia di acido idroclorico e quindi dell'acqua, la quale discioglie i cloruri di glucio e di alluminio, lasciando intatta la silice. Decomponendo il liquido filtrato con ammoniaca, che precipita le due basi, e facendo digerire il precipitato con una soluzione concentrata di carbonato d'ammoniaca, la glucina si discioglie nel liquido, e l'allumina resta indisciolta. Facendo bollire la soluzione filtrata, il carbonato d'ammoniaca a poco a poco si volatilizza, e la glucina si precipita allo stato di carbonato, il quale fatto arroventare, lascia sviluppare l'acido carbonico, e si converte in glucina.

È una polvere bianca, leggiera, senza odore e sapore, infusibile ed

insolubile nell'acqua e nell'ammoniaca; ma solubile nella potassa, nella soda e nel carbonato d' ammoniaca. La sua densità è di 3,0 circa.

Solfuro — Il solfuro di glucio non è stato ancora preparato. Se si fa passare del vapore di solfuro di carbonio sulla glucina fortemente arroventata, non ha luogo in questo caso la reazione che si stabilisce cogli altri ossidi metallici, e per conseguenza non si forma solfuro di glucio.

Cloruro $= G^2Ch^3$ — La glucina idrata si discioglie facilmente nell'acido idroclorico, e la soluzione debitamente evaporata, produce dei cristalli di cloruro di glucio idrato, i quali hanno la stessa composizione di quelli che si formano in una soluzione concentrata di cloruro d'alluminio, e sono rappresentati dalla formula G^2Ch^3+12Aq. Questi cristalli non si possono spogliare dell'acqua di cristallizzazione, senza decomporsi, trasformandosi in acido idroclorico e sesquiossido di glucio. Per conseguenza volendo preparare il cloruro di glucio allo stato anidro, s' impiega lo stesso metodo che abbiamo descritto, parlando della preparazione del cloruro d' alluminio e del cloruro di silicio.

ZIRCONIO

L'ossido di questo metallo combinato coll' acido silicico costituisce un minerale piuttosto raro, conosciuto col nome di *circone*, il quale ha per formula $Zr^2O^3+SiO^3$, e contiene ordinariamente qualche traccia d' ossido di ferro.

Estrazione — Il metallo si ottiene decomponendo col potassio il doppio fluoruro di zirconio e di potassio collo stesso metodo con cui si prepara il boro ed il silicio. Spesse volte il prodotto ritiene qualche traccia d'ossido di zirconio idrato, che si mescola col metallo ridotto. Versando dell' acido idroclorico diluito sul miscuglio, si discioglie l' ossido ed una traccia di zirconio, ma la più gran parte del metallo resta allo stato puro.

Proprietà — I caratteri metallici dello zirconio sono pochissimo pronunziati, di modo che allo stato elementare ha maggiore analogia col boro e col silicio che coi metalli; nondimeno il suo ossido forma cogli acidi de' sali ben caratterizzati, e somiglia alla glucina ed all'allumina, circostanza che ci ha determinati a collocarlo fra i metalli della seconda sezione. Lo zirconio è in certo modo l'anello di concatenazione, che rannoda il boro ed il silicio al glucio ed all'alluminio.

Lo zirconio è una polvere nera, che stropicciata col brunitoio, acquista il colore e lo splendore del ferro, comprimendosi in pagliuole metalliche, che hanno l'aspetto della grafite. In contatto dell'aria non si ossida alla temperatura dell'ambiente; ma se si riscalda, si accende molto prima di arroventarsi, brucia tranquillamente, e si trasforma in ossido di zirconio con grande sviluppo di luce. Fuso cogl' idrati di soda e di potassa, decompone l'acqua contenuta in questi composti, e si ossida, sviluppando gas idrogeno. A basse temperature, nè le soluzioni alcaline, nè gli acidi concentrati vi hanno azione, ed al calore dell'ebolli-

zione appena l'attaccano. Solo l'acido idrofluorico lo discioglie, sviluppando gas idrogeno.

Coi corpi metalloidi forma una sola serie di composti, la cui formula si riferisce allo stesso tipo generale Zr^2R^3.

Sesquiossido di zirconio $= Zr^2O^3$ (zirconia) — Quest'ossido si può estrarre nel modo seguente. Si riscaldano i circoni in un crogiuolo di platino, e quando sono fortemente arroventati, si tuffano nell'acqua ghiaccia. Con questo rapido raffreddamento il minerale diventa friabile, sicchè si può ridurre in polvere, senza gran difficoltà. Si mescola il circone ben polverizzato col triplo del suo peso di carbonato di potassa in un crogiuolo di platino, e si riscalda fortemente il miscuglio alla temperatura del calor bianco. Si discioglie il prodotto della calcinazione nell'acido idroclorico, si evapora la soluzione, e si riscalda il residuo, finchè cominci ad arroventarsi. Con questo trattamento tutta la silice si converte nella modificazione insolubile, sicchè trattando il residuo con acqua debolmente acidulata con qualche goccia di acido idroclorico, resta la silice allo stato insolubile, ed i cloruri di zirconio e di potassio con qualche traccia di cloruro di ferro si disciolgono nel liquido. Versando del solfidrato d'ammonio nella soluzione filtrata, si sviluppa idrogeno solforato, e si precipita la zirconia mescolata a piccole quantità di solfuro di ferro. Se si fa digerire il deposito per qualche ora con una soluzione di acido solforoso, il solfuro di ferro si discioglie, trasformandosi in iposolfito, e resta la zirconia perfettamente bianca, che si lava con acqua e si calcina in un crogiuolo di platino.

Wöhler ha suggerito un altro metodo, che si raccomanda per la sua semplicità ed eleganza. Si riduce il circone in polvere finissima per mezzo della levigazione, si mescola con zucchero e si carbonizza in un crogiuolo chiuso. Facendo passare del gas cloro su tale miscuglio bene arroventato in un tubo di porcellana, si forma cloruro di zirconio volatile, che si sublima, e ossido di carbonio, che si sviluppa mescolato col cloruro di silicio. Disciogliendo nell'acqua il cloruro sublimato, e versando dell'ammoniaca nella soluzione, si precipita la zirconia combinata coll'acqua, e se si fa arroventare l'idrato ottenuto, resta la zirconia allo stato anidro.

L'idrato di zirconia è bianco, semitrasparente, voluminoso, insipido ed insolubile nell'acqua. Si discioglie negli acidi non meno che negli alcali, funzionando da base rispetto ai primi e da acido rispetto agli ultimi, come l'allumina. Secondo Hermann, contiene 3 equivalenti d'acqua combinata, ed ha per formula Zr^2O^3+3HO. Quando viene riscaldato abbandona l'acqua, trasformandosi in ossido anidro; poi tutto ad un tratto diviene incandescente, sviluppando una luce molto viva, e da quel momento in poi è affatto insolubile negli acidi. Quest'ossido ha tale tendenza a convertirsi nella modificazione insolubile, che basta trattare l'idrato di zirconia con acqua bollente, per privarlo in gran parte della sua solubilità negli acidi liberi.

Solfuro $= Zr^2S^3$ — Riscaldando un miscuglio di solfo e zirconio in un'atmosfera di gas idrogeno o nel vuoto, i due corpi si combinano con

isviluppo di luce. Si ottiene più facilmente il solfuro di zirconio col metodo di Fremy, introducendo la zirconia in una piccola cavità praticata sopra un pezzo di carbone, arroventando il tutto in un tubo di porcellana, e facendovi passare in tale stato del solfuro di carbonio in vapore.

Il prodotto di tale reazione è cristallizzato in pagliuole di bella apparenza e di color grigio di ferro. Gli acidi solforico, nitrico e idroclorico non vi hanno azione; l'acido idrofluorico lo discioglie, sviluppando idrogeno solforato. L'acqua regia l'attacca lentamente al calore dell'ebollizione.

Cloruro = Zr^2Ch^3 — Si prepara col metodo di sopra indicato, trattando col cloro un miscuglio bene arroventato di circone e carbone in polvere.

È solubilissimo nell'acqua, e la soluzione acida cristallizza in aghi. Questi si effioriscono all'aria, sviluppando non solo acqua, ma ancora porzione del cloro allo stato di acido idroclorico, e lasciano per residuo un ossicloruro.

Bromuro = Zr^2Br^3 — È solubilissimo nell'acqua, cristallizzato, e decomponibile coll'azione del calore.

TORIO

Questo metallo scoperto da Berzelius, fa parte di alcuni minerali rarissimi, come sono la *torite*, il *pirocloro*, e *l'orangite*.

Estrazione — Il torio si prepara per mezzo del cloruro di torio, come il magnesio, l'alluminio ed il glucio.

Proprietà — Per le sue proprietà esso somiglia all'alluminio. È una polvere pesante di color bigio scuro, che stropicciata con un corpo duro, acquista un certo splendore. Non si ossida, nè nell'acqua fredda, nè nell'acqua calda; gli acidi vi hanno poca azione, solo l'acido idrofluorico lo discioglie facilmente; gli alcali non l'attaccano. Riscaldato in contatto dell'aria, prima di arroventarsi si accende, e brucia tramandando una luce molto viva. Si conosce una sola combinazione di questo metallo coll'ossigeno, cioè la *torina*, o ossido di torio.

Ossido di torio = ThO (torina) — Per preparare la torina, si riduce in polvere la torite, e si fa bollire con acido idroclorico; la torite disciogliendosi sviluppa del cloro; si evapora a secco la soluzione e si ridiscioglie il residuo nell'acqua, indi vi si fa passare una corrente di gas idrogeno solforato, che precipita il piombo e lo stagno allo stato di solfuri. Versando dell'ammoniaca nel liquido filtrato, si precipita l'idrato di torina mescolato con qualche traccia di ossido di ferro e di uranio. Per depurare la torina greggia così ottenuta, si discioglie nell'acido idroclorico, si neutralizza il liquido, si concentra e vi si aggiunge una soluzione satura e bollente di solfato di potassa, che determina la precipitazione d'un doppio solfato di torina e di potassa. Si lava il precipitato con una soluzione concentrata di solfato di potassa, si discioglie nell'acqua bollente acidulata con acido idroclorico, e si precipita con ammoniaca. Il

prodotto così ottenuto costituisce l'idrato di torina puro; ma se invece di ammoniaca, s' impiegasse la potassa come precipitante, in tal caso si otterrebbe un prodotto potassifero, che possiede caratteri alquanto diversi dal precedente. La base ottenuta col metodo di Berzelius, e descritta ne' libri di chimica col nome di *torina* sarebbe, secondo Bergemann, l'ossido di torio contenente della potassa chimicamente combinata, e quella descritta in questi ultimi tempi dallo stesso Bergemann come l'ossido di un nuovo metallo, al quale avea dato il nome di *donario*, sarebbe invece l'ossido di torio perfettamente puro.

La torina è bianca e più pesante di tutti gli altri ossidi terrosi; la sua densità è di 8,975, secondo Bergemann. Si ottiene facilmente allo stato d'idrato bianco e voluminoso, precipitando un sale di torina per mezzo dell'ammoniaca. La formula di questo idrato è $ThO + HO$. L'idrato di torina è insolubile negli alcali caustici, solubile al contrario ne'carbonati alcalini, e tanto maggiormente, quanto più bassa è la temperatura del liquido. La torina idrata si discioglie facilmente negli acidi; ma dopo d'essere stata calcinata, perde la sua solubilità e non si discioglie che nell'acido solforico concentrato. Quando è pura divien rossa coll'azione del calore, ed è ridotta allo stato metallico dal potassio; quando invece contiene della potassa, disseccandosi diviene giallastra, ed il potassio non la riduce. Le soluzioni de' sali di torina hanno tutte un sapore astringente.

CERIO

Berzelius ed Hisinger facendo l'analisi della *cerite* nel 1809, vi scoprirono un nuovo ossido metallico, e dal nome del minerale, chiamarono *cerio* il radicale di quest' ossido. Più tardi il cerio è stato trovato ancora nella *cerina*, nella *gadolinite*, nell'*ortite*, nell'*allanite*, nell'*ittrocerite*, nel *fluoruro di cerio* ec. Mosander finalmente, avendo trovato che ne'minerali anzidetti il cerio va unito a due altri metalli nuovi, ha dato all'uno di essi il nome di *lantano*, all'altro quello di *didimio*. Gli ossidi di cerio, di lantano e didimio si somigliano per tutte le reazioni; dimodochè riesce difficilissimo separarli l'uno dall'altro.

Estrazione — Il metallo si ottiene riscaldando col potassio il cloruro di cerio.

Proprietà — Il cerio descritto dai Chimici prima delle ricerche di Mosander contiene del lantano e del didimio. In tale stato si presenta in polvere di color rosso bruno ed infusibile, che stropicciata, acquista uno splendore grigiastro. Decompone l'acqua col riscaldamento, sviluppando gas idrogeno dotato di un odore disgustosissimo, e riscaldato all'aria si accende, ossidandosi.

PROTOSSIDO DI CERIO $= CeO$ — Quest'ossido si estrae dalla cerite, la quale, secondo l'analisi d'Hisinger, contiene: ossido di cerio 68,6 (1), silice 18, calce 1,25, sesquiossido di ferro 2, acqua 9,5. Ridotta la cerite

(1) Cioè miscuglio degli ossidi di cerio, di lantano e di didimio.

in polvere finissima, si fa bollire con acqua regia, la quale discioglie la calce, e gli ossidi di cerio e di ferro trasformati in cloruri, lasciando intatta la silice. Trattando la soluzione con ammoniaca, si precipitano gli ossidi di cerio e di ferro, e facendo digerire il precipitato con una soluzione di acido ossalico, si ottiene ossalato di cerio insolubile ed ossalato di ferro, che resta disciolto nell'acqua. L'ossalato di cerio, lavato con acqua e calcinato in un crogiuolo, lascia per residuo l'ossido di cerio. Da quest'ultimo prodotto Mosander è pervenuto ad estrarre l'ossido di lantano e di didimio col metodo seguente. Si fa passare del cloro nell'acqua che tiene in sospensione l'ossido di cerio impuro: il lantano, il didimio ed un po' di cerio si disciolgono, passando allo stato di cloruri; ma la più gran parte del cerio si perossida, trasformandosi in una polvere insolubile di color giallo aranciato. Separata quest' ultima, si decompone il liquido colla potassa, e sottoponendo il precipitato allo stesso trattamento, si ottiene un'altra quantità di ossido di cerio. La stessa operazione, ripetuta cinque o sei volte consecutive, dà finalmente un precipitato di ossido di cerio, ed una soluzione che contiene i cloruri di lantano e di didimio. L'ossido così preparato appartiene alla classe degli ossidi salini, e racchiude il protossido di cerio combinato con un grado d'ossidazione superiore dello stesso metallo. Trattando questo prodotto con acido idroclorico bollente, tutto il cerio passa allo stato di protocloruro, sviluppando gas cloro, e versando un eccesso d'ammoniaca nella soluzione, si precipita il protossido di cerio allo stato d'idrato.

Tale composto è bianco, ma ingiallisce mentre si lava e si dissecca. Calcinato, si trasforma in una combinazione di protossido e perossido di cerio, di color giallo vivo. Disciogliendosi negli acidi, forma de'sali senza colore, quando è perfettamente puro. Il colore d'ametista, che si osserva in quelli preparati coll'ossido di cerio ordinario, è dovuto alla presenza dell'ossido di didimio, che forma sali di questo colore.

Ossido salino — Si ottiene calcinando il protossido di cerio precedentemente descritto in contatto dell'aria, o decomponendo l'azotato di cerio coll'azione del calore, o finalmente trattando il protossido idrato col cloro. È una polvere di color rosso mattone. Quando ha subito l'azione di un'alta temperatura, non si discioglie che con molta difficoltà nell'acido idroclorico concentrato; ma è solubile nell'acido solforico monoidrato bollente. La potassa e la soda caustiche non vi hanno azione.

Solfuro = CeS — Si può ottenere, secondo Mosander, facendo passare de'vapori di solfuro di carbonio sul carbonato di cerio bene arroventato, ovvero riscaldando l'ossido di cerio col solfuro di potassio. Nel primo caso il prodotto è leggiero ed ha un color rosso di minio; nel secondo ha un'apparenza metallica, e somiglia all'oro musivo (bisolfuro di stagno sublimato). Il solfuro di cerio si discioglie nell'acido idroclorico, sviluppando idrogeno solforato.

Carburo — Calcinando fuori del contatto dell'aria l'ossalato o il tartarato di cerio, si sviluppano de'gas combustibili, e si ottiene un residuo insolubile negli acidi, che Mosander riguarda come carburo di cerio.

LANTANO

Il metallo non è stato ancora isolato.

Ossido di lantano = LnO — Descrivendo il metodo per estrarre l'ossido di cerio dalla cerite, abbiamo veduto che esponendo all'azione del gas cloro un miscuglio di ossido di cerio, di lantano e di didimio, i due ultimi metalli restano disciolti nel liquido allo stato di cloruri. Precipitando tale soluzione con ammoniaca, si ottengono gli ossidi corrispondenti mescolati insieme. La loro separazione presenta grandissime difficoltà, ed è sempre imperfetta.

Il solfato di lantano è più solubile nell'acqua fredda che nella calda. Mosander profitta appunto di tale proprietà, per separare l'ossido di lantano dalla più gran parte dell'ossido di didimio. A tal fine, dopo aver trasformato le due basi in solfati per mezzo dell'acido solforico, si discioglie la mescolanza salina in 6 parti d'acqua ad una temperatura non maggiore di +9°; poi riscaldando la soluzione a+40°, si precipita una polvere cristallina, cheè del solfato di lantano contaminato da un po'di solfato di didimio. Ripetendo dieci o dodici volte lo stesso trattamento, si ha in ultimo il solfato di lantano discretamente puro, da cui si può precipitare l'ossido per mezzo della potassa.

L'ossido di lantano al grado di purezza a cui si è potuto ottenere finora, è quasi bianco o tutto al più carnicino. Probabilmente la leggiera tinta colla quale per l'ordinario si presenta, è accidentale e dipende da una traccia di qualche corpo estraneo, da cui non si è potuto privare. Non si altera menomamente quando viene calcinato, tanto in vasi chiusi quanto all'aria libera; rende azzurra la carta rossa di laccamuffa; messo in contatto coll'acqua si gonfia, trasformandosi in un idrato bianco e voluminoso, il quale cambiamento è rapidissimo nell'acqua bollente; si discioglie negli acidi con molta facilità, e forma de' sali perfettamente bianchi.

Cloruro = LnCh — Cristallizza in prismi triangolari di color rosso, deliquescenti e solubili nel'alcole. Contiene dell' acqua di cristallizzazione (probabilmente 4 equivalenti). Calcinato in contatto dell'aria, si decompone; il prodotto lavato con acqua è rappresentato, secondo Hermann, dalla formula 3LnO+HCh.

DIDIMIO

Il didimio è un poco meglio conosciuto del cerio e del lantano, per un lavoro recentemente pubblicato da Marignac, dal quale abbiamo estratto le notizie contenute in questo articolo.

Estrazione — Questo metallo si ottiene riscaldando del potassio in contatto d'un eccesso di cloruro di didimio perfettamente anidro. Trattando il prodotto di tale reazione con acqua fredda, si discioglie tanto il cloruro di potassio, quanto il cloruro di didimio impiegato in eccesso, e resta indisciolto il didimio metallico.

Proprietà — Il metallo ottenuto con un tal metodo è per lo più polveroso, e raramente presenta qualche indizio di semifusione. Quando la riduzione si opera ad una temperatura molto elevata, si possono isolare dalla massa de'globuli metallici di color grigio di ferro, e dotati di un certo splendore nella frattura. Questi globuli battuti con un martello, si schiacciano un poco, ma poi ben presto si rompono. Riscaldati al cannello, non si fondono, ma si ossidano, senza dar luogo a nessun fenomeno di combustione. Questo metallo, quando è allo stato polveroso, pare che possa decomporre l'acqua ossidandosi, allorchè si lascia per qualche tempo in contatto di questo liquido; ma non vi ha azione allo stato compatto. In ogni caso se all'acqua si aggiunge un acido libero, la decomposizione ha luogo immediatamente, con abbondante sviluppo di gas idrogeno.

Per ottenere scevri di lantano i composti di didimio, Marignac precipita con solfato di soda la soluzione di solfato di didimio, raccoglie il precipitato cristallino che si forma, e che è un doppio solfato di soda e di didimio pochissimo solubile, lo decompone colla potassa, salifica di nuovo l'ossido ottenuto con acido solforico, e precipita nuovamente la soluzione con solfato di soda. Questo trattamento ripetuto per molte volte consecutive, dà finalmente un prodotto scevro di lantano, col quale si possono preparare tutti i composti di didimio.

Protossido di didimio $= DO$ — Quest'ossido si ottiene facilmente calcinando il nitrato, l'ossalato, il carbonato o l'idrato di didimio. Quando è puro, esso è perfettamente bianco, mentre invece è bruno quando contiene qualche traccia di perossido; ma anche in tal caso diviene perfettamente bianco, allorchè si calcina ad una temperatura più elevata. Il protossido di didimio non si ossida, quando viene riscaldato in contatto dell'aria, nè si riduce allo stato metallico, se si fa arroventare in una corrente di gas idrogeno. Gli acidi più deboli lo disciolgono con isviluppo di calore, nè tale solubilità diminuisce quando l'ossido è stato fortemente arroventato. Al calore dell'ebollizione esso è disciolto dalle soluzioni de'sali ammoniacali, da cui scaccia l'ammoniaca, che si sviluppa allo stato di gas. Esposto all'aria, ne attira l'acido carbonico, e riscaldato in contatto dell'acqua, si converte lentamente in idrato.

L'ossido idrato si ottiene precipitando per mezzo dell'ammoniaca o della potassa un sale di didimio. La sostanza precipitata è gelatinosa come l'allumina, ed ha una tinta rosea molto pallida. Disseccato prima nel vuoto, poi in una stufa alla temperatura di 100°, esso diminuisce di volume, e si converte in una sostanza grigiastra, la cui composizione si avvicina alla formula $DO+HO$.

I sali che il protossido di didimio forma combinandosi cogli acidi, hanno in generale una leggiera tinta rosea o violacea, e vengono precipitati dai carbonati, dai bicarbonati, dagli ossalati alcalini, e dallo stesso acido ossalico. I solfati di potassa, di soda e di ammoniaca, versati nelle soluzioni de'sali di didimio, precipitano de'sali doppi, che sono delle combinazioni del solfato alcalino adoperato col solfato di didimio.

Perossido — Quest'ossido non si conosce allo stato puro, e per con-

seguenza se ne ignora la formula. Secondo Marignac, si può ottenere riscaldando in contatto dell'aria ad una temperatura non molto elevata il carbonato o l'ossalato di didimio. Siccome peraltro il prodotto preparato in tal modo ritien sempre qualche traccia di acido carbonico, si preferisce di prepararlo calcinando il nitrato. È una polvere di color bruno rossastro, più o meno carico, che si discioglie negli ossiacidi, anche i più deboli, sviluppando ossigeno, e nell'acido idroclorico con isviluppo di cloro. Lasciato in contatto dell'aria, ne attrae l'acido carbonico, scaccia l'ammoniaca dai sali ammoniacali, e s' idrata quando si fa bollire con acqua. Se si riscalda quest' ossido ad una temperatura maggiore di quella impiegata per ottenerlo, esso si decompone, trasformandosi in protossido perfettamente bianco. Facendo una tale esperienza sopra quantità determinate, e poi pesando il protossido risultante dalla decomposizione, Marignac ha trovato che l'ossigeno perduto dall' uno per convertirsi nell'altro è appena di $\frac{1}{2}$ per ogni cento parti di perossido impiegato, ed in molti casi resta anche al di sotto di questo limite, di sorta che la composizione di tale sostanza non si può tradurre con nessuna formula semplice. Dall'altra parte l'insieme de'suoi caratteri fa vedere chiaramente che essa è un miscuglio di protossido con una piccola quantità d'un perossido di didimio, che non ancora è stato isolato.

Solfuro = DS — Marignac ha preparato il solfuro di didimio, facendo arroventare l'ossido in una corrente di vapore di solfuro di carbonio mescolato a gas idrogeno.

Il prodotto di tale operazione è polverulento e di un color verde brunastro. Bagnato con acqua, sviluppa un forte odore d'idrogeno solforato. Gli acidi, anche molto diluiti, lo disciolgono sviluppando idrogeno solforato. Riscaldato in contatto dell'aria, entra in ignizione e si trasforma in un prodotto, che è un miscuglio di ossido e di solfato basico.

Calcinando l'ossido di didimio con carbonato di soda, e con un eccesso di solfo, Marignac ha ottenuto un ossisolfuro, al quale attribuisce la formula $DS + 2DO$.

Cloruro = DCh — Disciogliendo l'ossido di didimio nell'acido idroclorico, si ottiene un liquido di color roseo, il quale convenientemente concentrato, deposita raffreddandosi un cloruro di didimio idrato della formula $DCh + 4Aq$. Quest' ultimo si presenta cristallizzato in prismi rombici abbastanza voluminosi, di color roseo, deliquescenti, solubilissimi nell' acqua e nell' alcole. La soluzione di questo cloruro non si può evaporare a secco, senza che si decomponga parzialmente, sviluppando acido idroclorico, e quando si riprende il residuo con acqua, resta sempre dell' ossicloruro allo stato insolubile.

ITTRIO

I Chimici hanno chiamato *ittria* un ossido metallico particolare contenuto in alcuni minerali rarissimi, quali sono la *gadolinite*, l'*ittrotantalite*, l'*ittrocerite*, l' *ortite*, la *pirortite* ed il *fosfato d' ittria*, ed hanno

dato il nome d'*ittrio* al radicale metallico di quest'ossido. Posteriormente Mosander, avendo sottoposto l'ittria ad un nuovo esame, si avvide che questa base è un miscuglio di tre ossidi diversi, i quali si somigliano sotto tutti i rapporti, di maniera che la loro separazione presenta difficoltà grandissime, che finora non sono state intieramente superate, il che spiega perchè restarono per tanto tempo confusi, e figurarono nella scienza come un ossido solo. Per conseguenza tutto ciò che si è detto dell'ittria prima del lavoro di Mosander si riferisce al miscuglio de' tre ossidi summentovati. Mosander ritenendo il nome d'*ittria* per la base dotata di maggiore affinità per gli acidi, ha chiamato *terbina* quella che viene immediatamente appresso, ed *erbina* la base più debole, indicando coi nomi d'*ittrio*, *terbio* ed *erbio* i rispettivi metalli.

Estrazione — L'ittrio si prepara come l'alluminio ed il magnesio, decomponendo il cloruro per mezzo del potassio; ma siccome il cloruro d'ittrio non è stato ancora ottenuto scevro di cloruro di terbio e d'erbio, il metallo ridotto è anch'esso un miscuglio, dal che si deduce che l'ittrio puro non si conosce, e che i caratteri attribuiti a quest'ultimo appartengono ad una mescolanza d'ittrio, di terbio e d'erbio.

Proprietà — L'ittrio impuro si presenta in pagliuole del colore e dell'aspetto del ferro. Alla temperatura ordinaria non si ossida, nè per il contatto dell'aria, nè per quello dell'acqua. Riscaldato nell'aria o nel gas ossigeno, brucia con vivacità e si trasforma in ossido.

Si conosce un solo grado d'ossidazione di questo metallo.

Ossido d'ittrio = YO (ittria) — Per preparare l'ittria, si riduce in polvere finissima la gadolinite, minerale composto di silice, ossido di ferro, d'alluminio, di glucio, d'ittrio, di terbio e d'erbio. Si mescola la polvere ottenuta col quintuplo o col sestuplo del suo peso di carbonato di potassa, e si calcina fortemente il miscuglio in un crogiuolo di platino. Disciogliendo il prodotto di tale operazione nell'acqua, e saturando con acido idroclorico le basi, la silice in parte si precipita allo stato gelatinoso, ed in parte resta disciolta. Evaporando la soluzione a secco, calcinando il prodotto al calor rosso scuro, e trattandolo con una debole soluzione di acido idroclorico, si ottiene dall'una parte un liquido, in cui si trovano disciolti e convertiti in cloruri tutti gli ossidi della gadolinite, dall'altra un residuo di silice convertita nella modificazione insolubile per l'azione del calore.

Versando ammoniaca nella soluzione, si precipitano gli ossidi di ferro, di alluminio, di glucio, d'ittrio, e d'erbio mescolati insieme. Rose ha insegnato un metodo semplice ed elegante per separare l'ittria dalla maggior parte delle altre basi. Si mescolano intimamente con polvere di carbone gli ossidi precipitati, si fa bene arroventare il miscuglio in un tubo, ed in tale stato vi si fa passar sopra del cloro secco: il carbone toglie l'ossigeno agli ossidi, ed il cloro si combina ai metalli, trasformandoli in cloruri. Alcuni di questi essendo volatili, si separano dai rimanenti che sono fissi; e però i cloruri di ferro, di alluminio e di glucio ridotti in vapore sono trascinati dalla corrente gassosa, mentre restano mescolati col carbone quelli d'ittrio, di ter-

bio e d'erbio. Nondimeno la separazione non è mai compiuta dopo il primo trattamento; perciò si riprende con acqua il miscuglio carbonoso per separarne i cloruri, si decompone la soluzione con ammoniaca, e si trattano nuovamente con cloro e carbone gli ossidi precipitati. Spesso bisogna ripetere una terza volta cotesto trattamento. Finalmente precipitando la soluzione de' cloruri fissi per mezzo dell'ammoniaca, si ottiene l'ittria mescolata cogli ossidi di terbio e d'erbio.

Disciogliendo i tre ossidi nell'acido nitrico, e versando nel liquido diluito una debole soluzione d'ammoniaca, si precipita prima l'ossido d'erbio, poi quello di terbio, ed in fine l'ittria. Frazionando adunque i precipitati, e raccogliendo separatamente quello che si forma in ultimo, si ha un prodotto scevro della maggior parte degli altri ossidi. La stessa operazione dev'essere ripetuta una seconda ed una terza volta. Quando il prodotto, calcinato all'aria libera, non diventa più giallo, si può riguardare come ittria quasi pura.

L'ittria preparata con questo metodo si presenta in forma di polvere bianca, insolubile nell'acqua e nelle soluzioni degli alcali caustici, ma solubile a caldo nel carbonato di soda. Costituisce una base energica, che esposta all'aria, ne attira l'acido carbonico. I suoi sali hanno un sapore zuccherino, son bianchi, e quando presentano una tinta ametista, quest'ultima è dovuta alla presenza dell'ossido di terbio. Il solfato offre la particolarità di essere meno solubile nell'acqua calda che nella fredda, e di formare col solfato di potassa un sale doppio insolubile nella soluzione satura dell'ultimo sale.

Solfuro — Facendo arroventare l'ittria nel vapore di solfuro di carbonio, si ottiene per prodotto una sostanza di color bigio, che è il solfuro d'ittrio, ma che non è stato ulteriormente esaminato.

Cloruro — Con questo nome i Chimici hanno descritto, ora un miscuglio de' cloruri d'ittrio, d'erbio e di terbio, ora il cloruro di glucio; sicchè il cloruro d'ittrio puro non è stato ancora esaminato, e le sue proprietà non sono conosciute.

TERBIO ED ERBIO

Questi metalli non sono stati ancora ottenuti allo stato libero, e non conosciamo un buon metodo per separare i loro ossidi, che accompagnano l'ittria nella gadolinite. Parlando dell'ittria ho già detto che precipitando incompiutamente un miscuglio delle tre basi, e frazionando i precipitati che si ottengono, i primi sono più ricchi d'ossido d'erbio e di color giallo carico; gli ultimi al contrario, sono bianchi e racchiudono una quantità d'ossido d'ittrio relativamente maggiore.

Ossido di terbio — È bianco come l'ittria; i suoi sali sono rossastri, e presentano alcune leggiere differenze, quando si paragonano con quelli d'ittrio. Il colore ametista de' sali di quest'ultima base è dovuto alla presenza dell'ossido di terbio; mentre come si è detto, l'ittria pura produce de' sali senza colore. Queste due basi si somigliano per tutti gli altri caratteri.

Ossido d'erbio — Differisce da' due precedenti per la proprietà di divenire di color giallo aranciato carico, quando si riscalda in contatto dell'aria, e di scolorarsi quando viene arroventato nel gas idrogeno. Il peso della sostanza cresce nel primo caso, e diminuisce nel secondo di quantità piccolissime. In tutto il resto non differisce dall'ittria e dall'ossido di terbio.

URANIO

Questo metallo si trova in due minerali alquanto rari, cioè nell'*uranite* e nella *pecblenda*. Il primo è un fosfato di calce e di uranio, che si presenta in cristalli di color giallo verdastro, il secondo è principalmente composto di ossido d'uranio accidentalmente mescolato a parecchie altre sostanze. La proporzione dell'ossido d'uranio varia in questo minerale da 40 a 95 per 100. Il più ricco è denso, di color nero uniforme e lucido nella frattura.

Prima i Chimici riguardavano come corpo semplice l'ossido di uranio, e lo chiamavano *urano*. Peligot, cui la scienza va debitrice di un eccellente lavoro su questo metallo, ha dimostrato non esser l'urano una sostanza semplice, come si credeva, ma invece l'ossido d'un metallo sconosciuto per lo addietro. Egli ha isolato il nuovo metallo e lo ha chiamato *uranio*. Ha dimostrato inoltre che in certe condizioni il protossido d'uranio, tuttochè composto, può funzionare da corpo semplice, combinandosi come tale coll'ossigeno, col cloro, col solfo ec.; ed ha chiamato *uranile* questo radicale composto. L'uranile che è l'antico *urano*, è fra i metalli ciò che il cianogeno è frai corpi metalloidi. Esistono adunque due serie di composti, che per maggior chiarezza descriverò separatamente, l'una delle quali abbraccia le combinazioni dell'uranio, l'altra quella dell'uranile.

COMPOSTI D'URANIO

Estrazione — Il radicale de' composti di questa prima serie si ottiene, come i metalli precedenti, riscaldando il cloruro d'uranio col potassio, e trattando il prodotto con acqua, per separarne il cloruro alcalino. La reazione ha luogo con viva incandescenza, ed il metallo ridotto subisce un principio di fusione.

Proprietà — L'uranio così preparato si presenta allo stato di polvere nera parzialmente agglomerata. È combustibilissimo, e ad una temperatura non molto elevata brucia con vivo splendore. La sua combustibilità è così grande, che riscaldato sopra un pezzo di carta, si accende prima che la carta cominci a carbonizzarsi. Il prodotto della combustione dell'uranio è un ossido di color verde scuro, il quale occupa un volume molto maggiore di quello del metallo impiegato. All'ordinaria temperatura dell'ambiente non si altera, nè in contatto dell'aria, nè in contatto dell'acqua, ma si discioglie negli acidi diluiti, sviluppando gas idrogeno. Messo in contatto del cloro, vi si combina ra-

pidamente, sviluppando luce e calorico : il prodotto di tale combinazione è il protocloruro d'uranio di color verde. Fuso col solfo, vi si combina egualmente con ignizione , producendo un solfuro.

Protossido d'uranio = UO — Si può ottenere per mezzo della pecblenda col seguente processo. Si comincia dal preparare il nitrato d'uranile , disciogliendo la pecblenda nell' acido nitrico ordinario. Evaporando la soluzione quasi a secco , e trattando il residuo con acqua fredda , resta indisciolta una polvere di color rosso mattone , la quale contiene del solfato di piombo, ed una gran quantità di perossido di ferro , in parte allo stato libero , ed in parte combinato coll' acido arsenico. Si filtra la nuova soluzione , si concentra a dolce calore, e si lascia cristallizzare : il prodotto è il nitrato d'uranile greggio ; per depurarlo si fa cristallizzare di nuovo prima nell'etere e poi nell'acqua , finchè sia del tutto puro. Il nitrato forma allora dei grossi cristalli di color giallo bellissimo , e d' una regolarità sorprendente. Calcinando questo sale , si ottiene per residuo una polvere nera, che è un miscuglio d' ossido d' uranio e d' ossido uranile , e che fatta arroventare nel gas idrogeno , si decompone parzialmente , trasformandosi in protossido d'uranio. L' ossido così ottenuto è quello che i Chimici prima del lavoro di Peligot , riguardavano come un metallo particolare , e chiamavano *urano.*

Si può ancora ottenere riscaldando in una corrente di gas idrogeno l' ossalato d' uranio , o il doppio cloruro di potassio e di uranile. L'ossido proveniente dalla decomposizione dell'ossalato è di color bruno cannella, e si accende spontaneamente, non appena è messo in contatto dell'aria , trasformandosi in un altro composto più ricco di ossigeno. Quello che si forma riducendo coll'idrogeno il doppio cloruro , si presenta in cristallini ottaedrici di color bruno traente al rosso, trasparenti sui margini, e dotati di splendore metallico. Così preparato, è più coerente dell'altro, e però non si ossida all'aria , se non quando vien riscaldato.

Finalmente versando dell'ammoniaca in una soluzione di protocloruro d' uranio , si precipita una polvere voluminosa di color bruno rossastro , che è il protossido idrato. Coll'ebollizione il precipitato diventa nero e più denso di prima , perchè probabilmente passa allo stato anidro. L'ossido preparato per via umida si discioglie con facilità negli acidi diluiti, formando delle soluzioni di color verde. Al contrario quello ottenuto per via secca è insolubile negli acidi solforico e idroclorico diluiti , e solo si discioglie nell'acido nitrico, trasformandosi in ossido d'uranile.

Sottossido = U^4O^3 — La somma instabilità di tale composto non permette di ottenerlo che per alcuni momenti soltanto. Versando dell'ammoniaca in una soluzione di sottocloruro d'uranio , si precipita il sottossido in forma di deposito bruno , che soggiornando nello stesso liquido, prende dopo qualche istante un colore più chiaro, decompone l'acqua con isviluppo di gas idrogeno, e diviene prima verde, poi nero ; finalmente sotto l'influenza dell' ammoniaca che il liquido contie-

ne in eccesso , si trasforma in uranato d'ammoniaca di color giallo.

Protocloruro = UCh — Si prepara come i cloruri d'alluminio e di titanio , facendo passare del gas cloro secco sopra un miscuglio bene arroventato di ossido d'uranio e di carbone. Il cloruro d'uranio apparisce ben presto in forma di vapori rossi , che vanno a condensarsi a piccola distanza dal luogo riscaldato.

Si ottengono per tal modo de'cristalli ottaedrici regolarissimi , dotati di una specie di lustro metallico e di un color nero o verde, secondo che sono più o meno voluminosi. Questi cristalli sono volatili, solubilissimi nell'acqua , e deliquescenti. La soluzione, che è di color verde, si decompone col riscaldamento, sviluppando vapori di acido idroclorico, ed in ultimo si trasforma in ossido d'uranio. La potassa, la soda e l'ammoniaca decompongono tale soluzione, precipitandone l'ossido idrato.

Sottocloruro = U^4Ch^3 — Quando si riscalda il protocloruro in un atmosfera di gas idrogeno, cessato lo sviluppo dell'acido idroclorico, resta una sostanza di color bruno carico e poco volatile , che è il sottocloruro in esame.

È solubilissimo nell'acqua, alla quale comunica un color porporino; ma dopo pochi momenti la decompone : si sviluppa gas idrogeno , si rigenera il protocloruro , che colora il liquido in verde , e si precipita una polvere rossastra , che probabilmente è l'ossido d'uranio.

COMPOSTI D'URANILE

Uranile = U^2O^2 — Questo radicale sembra non sia stato ancora ottenuto allo stato libero , se pure non si voglia considerare come tale il protossido d'uranio già descritto. Nondimeno il protossido d'uranio si combina più tosto come base con gli acidi , formando de' sali , che coi corpi semplici ; quindi manca del carattere più essenziale che serve a distinguere i radicali composti. Pare da ciò che il protossido d'uranio e l'uranile siano due corpi polimeri , ma non identici , e che l'uno abbia per formula UO, l'altro U^2O^2.

Ossido d'uranile = U^2O^2+O — Combinato coll'acqua si ottiene, secondo Ebelmen, esponendo all'azione de' raggi solari una soluzione concentrata di ossalato d'uranile. Il sale a poco a poco si decompone, si precipita una sostanza di color violaceo traente al bruno , si sviluppa un miscuglio gassoso di ossido di carbonio ed acido carbonico, e la soluzione si scolora. Il precipitato lavato e lasciato disseccare all'aria libera , si trasforma rapidamente in ossido idrato d'uranile , che è una polvere di color giallo canarino.

Malaguti ha consigliato un altro metodo , il quale consiste nell'evaporare a secco una soluzione alcolica di nitrato d'uranile. L'acido nitrico reagisce sugli elementi dell' alcole , generando etere iponitrico, aldeide ed acido formico , e l' ossido d'uranile resta allo stato libero. Trattando con acqua fredda il residuo , si ottiene una soluzione di nitrato sfuggito alla decomposizione , e resta indisciolto l'ossido idrato d'uranile.

L'ossido d'uranile è inalterabile all'aria; col riscaldamento si decompone sviluppando porzione dell'ossigeno che contiene, e trasformandosi prima in ossido verde, poscia in ossido nero. Si combina colla potassa, colla soda e coll'ammoniaca, per formare de'composti gialli ed insolubili. Quantunque possa sembrare a primo aspetto che la maniera più semplice d'interpetrare la composizione di questo corpo sia quella di riguardarlo come un sesquiossido della formula U^2O^3 analogo al sesquiossido di ferro o di alluminio, pure le reazioni ed il potere saturante di cui è dotato mostrano che non appartiene a tal classe di composti, ma che invece è analogo ai protossidi metallici. Difatto l'ossido d'uranile forma sali perfettamente neutri, combinandosi con un equivalente di acido, dove al contrario i sesquiossidi sogliono prenderne tre. Però mentre il solfato neutro d'allumina contiene $Al^2O^3+3SO^3$, quello d'uranile ha per formula $U^2O^3+SO^3$. Ora poichè l'acido solforico, per formare un sale neutro, si combina con una quantità di base metallica che racchiude un solo equivalente d'ossigeno, convien dire che nella formula bruta U^2O^3 un solo equivalente d'ossigeno costituisce l'elemento elettronegativo dell'ossido, e gli altri due fanno parte del radicale. D'altronde gli ossidi a tre equivalenti d'ossigeno, combinandosi cogli acidi idrati, ne scacciano tre equivalenti d'acqua: l'ossido d'uranile all'opposto ne elimina un solo, come fanno i protossidi metallici. Per queste ragioni ammetteremo provvisoriamente la teorica dell'uranile, finchè nuovi fatti non verranno a smentirla.

Ossido verde $= UO+U^2O^3$ — Si prepara esponendo il protossido d'uranio all'azione dell'ossigeno alla temperatura del calor rosso scuro. È di color verde; ad un'alta temperatura si decompone, sviluppando ossigeno, e si trasforma in un nuovo ossido di color nero. Quest'ultimo, secondo Peligot, sarebbe una combinazione di due equivalenti di protossido d'uranio ed uno d'ossido d'uranile, ed avrebbe per formula $2UO+U^2O^3$. Questi due ossidi disciogliendosi negli acidi, producono un sale d'uranio ed un sale d'uranile, e si debbono per conseguenza riguardare come ossidi salini analoghi al ferro ossidulato e ad altri composti della stessa natura.

Cloruro d'uranile $= U^2O^2+Ch$ — Peligot prepara questo composto riscaldando il protossido d'uranio nel gas cloro. Il prodotto di tale reazione è giallo, cristallino, fusibilissimo, volatile e deliquescente. Il suo vapore è di color giallo aranciato; riscaldato col potassio si decompone: si forma cloruro di potassio, e resta il protossido d'uranio intatto. Aggiungendo del cloruro di potassio o d'ammonio ad una soluzione di cloruro d'uranile, si formano de' cloruri doppi che cristallizzano.

Certi composti d'uranio, come l'uranato di potassa, quello di ammoniaca, e l'uranite stessa s'impiegano oggigiorno per colorare il vetro e soprattutto il cristallo. Il vetro colorato dall'ossido d'uranio è di un bellissimo color giallo, che sembra ora verdastro, ora opalino, secondo la posizione delle sue facce rispetto ai raggi luminosi.

TITANIO

Nel regno minerale questo metallo si trova combinato coll'ossigeno, allo stato di acido titanico, il quale mescolato a piccola quantità d'ossido di ferro, costituisce i minerali conosciuti coi nomi di *rutilo*, di *brocchite* e di *anatasio*, che hanno la stessa composizione, e differiscono soltanto per la forma cristallina (1). L'acido titanico si trova ancora in combinazione coll'ossido di ferro nel *ferro titanifero*, coll'ossido di ferro, colla calce e colla silice nello *sfeno* ec.

Nelle scorie de'forni fusorii, che hanno servito alla riduzione de'minerali di ferro, spesso s'incontra una sostanza del colore del rame, durissima e cristallizzata in cubi, che per lungo tempo fu riguardata come titanio metallico; ma Wöhler ha dimostrato che questo prodotto è una combinazione di cianuro ed azoturo di titanio.

Estrazione. — Il titanio metallico si ottiene come il boro, il silicio, lo zirconio, riscaldando col potassio il fluoruro di titanio e di potassio. Il prodotto trattato con acqua, lascia il titanio per residuo. Così ottenuto, è una polvere di color grigio scuro, amorfa, e simile al ferro ottenuto, riducendo l'ossido di questo metallo per mezzo del gas idrogeno. Quando si riscalda in contatto dell'aria, brucia con ignizione; gittato sulla fiamma d'un lume, si accende prima d'arrivare in contatto colla fiamma, producendo delle scintille molto risplendenti; riscaldato nell'ossigeno si accende, producendo una fiamma che abbaglia momentaneamente la vista, come fa il lampo, e si converte in acido titanico. Il titanio decompone l'acqua, e tale decomposizione è diggià sensibile a 100°. L'acido idroclorico lo discioglie con abbondante sviluppo di gas idrogeno; versando ammoniaca nella soluzione, si produce un precipitato nero, il quale col riscaldamento sviluppa idrogeno e diviene azzurro, trasformandosi in titanato d'ossido di titanio, e finalmente in acido titanico bianco.

Il titanio forma coll'ossigeno tre composti: un protossido ed un sesquiossido debolmente basici, ed un biossido acido.

Protossido di titanio = TiO — Si ottiene riscaldando ad un'altissima temperatura un miscuglio di acido titanico e polvere di carbone. Il prodotto è riguardato come protossido di titanio. Si afferma che si ottiene lo stesso composto, riscaldando l'acido titanico col potassio; ma il prodotto preparato coll'uno o coll'altro metodo contiene sempre del titanio metallico.

Quest'ossido è nero, infusibile, difficilmente attaccabile dagli acidi, e capace di combinarsi cogli alcali. Calcinato in contatto dell'aria, si trasforma in acido titanico. Alcuni Chimici mettono in dubbio l'esistenza di quest'ossido.

Sesquiossido = Ti^2O^3 — Riscaldando ad un'altissima temperatura

(1) Secondo l'analisi di Demoly, il rutilo contiene ancora della silice, nella proporzione di circa 1,8 per cento, e qualche traccia di ossido di manganese.

l'acido titanico in un'atmosfera di gas idrogeno, si forma acqua, e resta una polvere nera, che è il sesquiossido di titanio. In tale stato ha pochissima affinità per gli acidi, ed è appena attaccato dall'acido solforico concentrato. Calcinato in contatto dell'aria, ripassa con molta facilità allo stato di acido titanico.

Il sesquiossido idrato si può preparare, precipitando con ammoniaca una soluzione di sesquicloruro: il precipitato che si forma è gelatinoso e di color bruno carico. Lasciato a se stesso, diviene prima nero, poi turchino, e finalmente si converte in acido titanico perfettamente bianco. La formula di questo idrato è Ti^2O^3+HO.

Acido titanico $= TiO^2$ — Abbiamo veduto che l'acido titanico si trova quasi puro in natura, e cristallizza in tre forme incompatibili, nel rutilo, nell'anatasio e nella brocchite, ed è per conseguenza un corpo trimorfo. Ma l'acido titanico di questi minerali contiene delle piccole quantità di altri ossidi metallici e della silice, da cui si può depurare con diversi metodi, de'quali il più conducente è quello di Wöhler, che vado a descrivere.

Per estrarre l'acido titanico dal rutilo, si riduce in polvere finissima questo minerale, si mescola col doppio del suo peso di carbonato di potassa, e si calcina il miscuglio in un crogiuolo di platino, finchè sia compiutamente fuso, dopo di che si lascia raffreddare e si polverizza la massa ottenuta. Disciogliendo il prodotto nell'acido idrofluorico diluito, si forma del fluotitanato di potassa, che essendo poco solubile, rimane per la massima parte indisciolto, indi si riscalda il liquido insieme col deposito, finchè quest'ultimo sia totalmente disciolto, ed occorrendo, si aggiunge dell'acqua. Filtrando la soluzione mentre è ancora bollente, essa col raffreddamento si rapprende in una poltiglia formata di pagliuole cristalline, le quali raccolte sopra un filtro, lavate con acqua fredda, ridisciolte nell'acqua bollente, e fatte cristallizzare di nuovo, costituiscono il fluotitanato di potassa perfettamente puro. Finalmente versando dell' ammoniaca nella soluzione bollente di questo sale, si precipita del titanato d'ammoniaca in polvere bianca, che calcinata, produce una viva scintillazione, e si converte in acido titanico purissimo.

L'acido titanico può presentarsi in due diverse modificazioni, che differiscono l'una dall'altra per l'aspetto, per la solubilità negli acidi e per la capacità di saturazione: esse vanno distinte coi nomi di *acido titanico* ed *acido metatitanico*.

L'acido titanico propriamente detto si ottiene, secondo Demoly, precipitando per mezzo dell'ammoniaca le soluzioni dell'acido titanico negli acidi o quella del bicloruro di titanio nell' acqua. Il precipitato che si forma in tal caso è gelatinoso, sicchè per l' aspetto somiglia all' allumina precipitata, e si discioglie negli acidi; ma le combinazioni che si formano, sono così poco stabili che si decompongono facilmente coll'azione del calore. Dopo d'essere stato disseccato semplicemente all'aria ed all'ordinaria temperatura, la sua composizione si accorda colla formula TiO^2+5HO. Se invece si fa disseccare nel vuoto, o ad una tempe-

ratura di 140°, esso perde 3 equivalenti d'acqua, e si converte in acido metatitanico idrato della formula $2HO+Ti^3O^6$. Riscaldato in contatto dell'aria, prima perde l'acqua che contiene, poi tutto ad un tratto diviene incandescente; da quel momento in poi non è più solubile negli acidi, ed a stento si discioglie coll'azione del calore nell'acido solforico concentrato. L'acido di questa modificazione, combinandosi colle basi, forma de'sali solubili e cristallizzabili, che per un equivalente d'acido contengono un equivalente di base minerale e quattro equivalenti d'acqua.

L'acido metatitanico si può preparare, tanto decomponendo alla temperatura dell'ebollizione una soluzione di acido titanico calcinato nell'acido solforico, quanto riscaldando l'acido titanico precedentemente descritto. Col primo metodo si ottiene un acido idrato della formula $2HO+Ti^3O^6$; col secondo si ottiene un prodotto diverso, a seconda della temperatura impiegata. Quando si riscalda l'acido titanico gelatinoso a 140° soltanto, il prodotto è dell'acido metatitanico idrato identico con quello precedentemente descritto, che si ottiene facendo bollire la soluzione di acido titanico nell'acido solforico. Se invece si calcina la sostanza fino al punto da arroventarla, si ottiene per residuo dell'acido metatitanico anidro. L'acido di questa modificazione è insolubile negli acidi, non diviene fosforescente quando si calcina, e combinandosi colle basi, forma de'sali insolubili ed incristallizzabili, la cui formula generale è $MO+Ti^3O^6$, il che fa vedere che l'acido metatitanico contiene un numero di molecole triplo di quello che è contenuto nell'acido titanico.

Bisolfuro di titanio $= TiS^2$ — Non si conosce che questo solo grado di solforazione del titanio corrispondente all'acido titanico. Rose l'ha ottenuto facendo passare il solfuro di carbonio in vapori sull'acido titanico fortemente arroventato in una canna di porcellana. Si ottiene, secondo Ebelmen, sotto forma di piccole lamine del colore e dell'aspetto dell'oro musivo, facendo passare del gas idrogeno solforato ben secco e saturo di vapori di bicloruro di titanio in un tubo di vetro debolmente arroventato.

È di color verde scuro, solubile nell'acido idroclorico con isviluppo d'idrogeno solforato. Stropicciato con un corpo duro, acquista il colore e lo splendore metallico dell'ottone. Se si riscalda all'aria libera, sviluppa acido solforoso, e si trasforma in acido titanico.

Sesquicloruro $= Ti^2Ch^3$ — Se in un tubo di porcellana arroventato si fa passare del gas idrogeno saturo di vapore di bicloruro di titanio, si forma acido idroclorico e sesquicloruro di titanio, che si condensa nella parte meno calda in pagliuole di color paonazzo carico. Questo composto è deliquescente, solubilissimo nell'acqua, alla quale comunica un color rosso violaceo. Tale soluzione è un riduttore molto efficace, difatti precipita allo stato metallico l'oro, l'argento ed il mercurio dalle loro soluzioni, trasforma i sali di perossido di ferro in sali di protossido, ed è capace di decomporre l'acido solforoso, mettendo in libertà il solfo.

Bicloruro $= TiCh^2$ — Per ottenere questo composto, si segue il me-

todo, che abbiamo indicato per preparare i cloruri di silicio, d'alluminio, di zirconio ec., vale a dire si fa un miscuglio intimo di polvere di carbone e di rutilo ridotto in polvere finissima, s'impasta il tutto con olio, se ne fanno delle pillole, che si calcinano, finchè l'olio sia tutto incarbonito, poscia si fanno bene arroventare in un tubo di porcellana, e nel tempo stesso vi si fa passare una corrente di cloro secco, servendosi dell'apparecchio rappresentato dalla *fig. 44*. Il bicloruro di titanio si condensa in un liquido di color giallo, che contiene del cloro libero e del sesquicloruro di ferro. Per depurarlo, si agita prima col mercurio, che s'impadronisce del cloro, indi si distilla in una stortina di vetro prima sul mercurio e poi sul potassio. Siccome peraltro il rutilo contien sempre della silice, che per l'azione combinata del calore, del cloro e del carbone si converte in cloruro di silicio, il bicloruro di titanio ottenuto col metodo precedentemente descritto contiene spesso delle quantità più o meno grandi di quest'ultimo composto, dal quale non si può sceverare colla semplice distillazione. Demoly per separare il cloruro di silicio contenuto nel bicloruro di titanio greggio, raccomanda di farvi passare una corrente di gas ammoniaco ben secco, finchè tutto il liquido siasi convertito in un prodotto cristallizzato, che è una combinazione di ammoniaca e bicloruro di titanio; di decomporre tale sostanza, riscaldandola in una corrente di gas ammoniaco, e finalmente di riscaldare nel cloro secco l'azoturo di titanio risultante dall'operazione precedente, per convertirlo di nuovo in bicloruro.

Il bicloruro di titanio è un liquido scolorito, che spande un fumo bianco densissimo in contatto dell'aria, e bolle a 136°. La sua densità è di 1,761 a 0°, quella del suo vapore è 6,836, secondo Dumas; lasciato in uno spazio saturo di umidità, dopo un certo tempo esso si rapprende in una massa gelatinosa, che si discioglie nell'acqua, senza decomporsi. La soluzione convenientemente evaporata, produce una massa cristallina, che attira con rapidità l'umido atmosferico, e secondo Demoly, ha per formula $TiCh^2+5HO$. Se si espone tale composto nel vuoto accanto all'acido solforico concentrato, esso perde una certa quantità d'acqua, e si trasforma in un nuovo idrato $=TiCh^2+2HO$. Mettendo il bicloruro di titanio in contatto d'una gran quantità d'acqua, esso si decompone in acido idroclorico, ed in acido titanico, che si precipita allo stato gelatinoso, e di cui una porzione resta disciolta nel liquido col favore dell'acido idroclorico prodotto.

Il bicloruro di titanio si combina facilmente coi cloruri alcalini, e forma de'composti cristallizzati, che contengono i due cloruri nel rapporto di un equivalente di ciascuno. Si combina col gas ammoniaco secco e dà origine ad un composto deliquescente di color bruno$=2AzH^3+TiCh^2$, il quale sottoposto all'azione del calore, sviluppa vapori d'ammoniaca e di cloruro d'ammonio, lasciando un residuo d'azoturo di titanio, che fu per lungo tempo riguardato come titanio metallico.

Azoturi di titanio — Wöhler ammette tre composti di titanio ed azoto, ai quali assegna la composizione ed i caratteri seguenti:

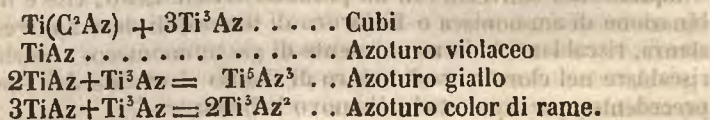
1° *Composto* $=$ TiAz — Si ottiene facendo passare del gas ammoniaco

secco sull'acido titanico fortemente arroventato, e lasciando raffreddare il prodotto in un'atmosfera di gas ammoniaco. È una polvere di color paonazzo scuro con riflesso di rame, che somiglia all'indaco sublimato.

2° *Composto* = Ti^3Az^2 — Si prepara riscaldando il bicloruro di titanio ammoniacale in una corrente di gas ammoniaco. È una sostanza di color rosso di rame, che riscaldata in contatto dell'idrato di potassa, o del vapor d'acqua, sviluppa ammoniaca trasformandosi in acido titanico.

3° *Composto* = Ti^5Az^3 — Si ottiene facendo passare del gas idrogeno secco sul composto precedente fortemente arroventato, e lasciando raffreddare il prodotto nello stesso gas. Si forma ammoniaca, e si ottiene per residuo l'azoturo in esame cristallizzato in pagliuole del colore e dello splendore dell'ottone.

Questi tre azoturi resistono senza decomporsi alla temperatura del rame fondente, e calcinati cogli ossidi metallici facilmente riduttibili, si ossidano producendo una viva ignizione. Secondo Wöhler, non vi sarebbero che due azoturi primitivi, cioè $TiAz$ e Ti^3Az, e gli altri non sarebbero che delle combinazioni di questi due. Difatti si avrebbe:

$Ti(C^2Az) + 3Ti^3Az$ . . . . . Cubi
$TiAz$ . . . . Azoturo violaceo
$2TiAz + Ti^3Az = Ti^5Az^3$ . . Azoturo giallo
$3TiAz + Ti^3Az = 2Ti^3Az^2$ . . Azoturo color di rame.

Cianuro ed azoturo di titanio = $Ti(C^2Az) + 3Ti^3Az$ — La sostanza cristallizzata in cubi, che spesso s'incontra nelle scorie de' forni fusorii, e che finora era stata riguardata come titanio metallico, è secondo Wöhler, una combinazione di cianuro di titanio con un azoturo dello stesso metallo = Ti^3Az, che non è stato ancora isolato. Non si conoscono sinora altre combinazioni metalliche riferibili a questo tipo. Wöhler è riuscito a riprodurre artificialmente questo composto, riscaldando alla temperatura della fusione del nichelio durante un'ora circa un miscuglio di acido titanico e di ferrocianuro di potassio.

È una sostanza di color rosso di rame, estremamente dura, per modo che scalfisce il vetro ed anche l'agata. Ad una temperatura altissima è capace di volatilizzarsi. Riscaldata nel gas cloro, si trasforma in bicloruro di titanio ed in cloruro di cianogeno, il quale combinandosi con una porzione del bicloruro, forma un composto molto volatile, che si sublima in cristallini di color giallo di solfo. Fusa coll'idrato di potassa, si converte in titanato, sviluppando ammoniaca. Arroventata nel vapor d'acqua, sviluppa un miscuglio gassoso composto d'idrogeno, ammoniaca e acido idrocianico, lasciando un residuo di acido titanico cristallizzato in quadratottaedri allungati, come l'anatasio naturale, di cui possiede tutti i caratteri, di modo che si può riguardare come l'anatasio artificiale.

TERZA SEZIONE

I metalli della terza sezione sono quelli che non decompongono l'acqua, se non quando sono arroventati, ovvero quando all'acqua si aggiunge un acido libero:

Ferro	Cadmio
Nichelio	Stagno
Cobalto	Cromo
Zinco	Vanadio.

FERRO

Sebbene non sia possibile di precisare l'epoca in cui venne scoperto questo metallo, è indubitato che se n'ebbe conoscenza sino dai tempi più remoti, di cui la storia faccia menzione. All'epoca de'Greci, ed anche a quella dei Romani era un metallo bastantemente raro, sicchè questi popoli preferivano il bronzo per costruire le loro armi, e ciò senza dubbio perchè ignoravano l'arte di estrarre il ferro con metodi facili e poco dispendiosi dalle sue miniere, che sono abbondantissime in tutti i paesi della terra. Oggigiorno essendosi perfezionati i processi di estrazione, il ferro si fabbrica da per tutto in gran quantità; per conseguenza i suoi usi sono divenuti estesissimi e la sua importanza tecnica superiore a quella di qualunque altro metallo (1).

Questo metallo è così abbondante nel regno inorganico, che è cosa assai rara d'incontrare de'minerali che non ne contengano. I composti naturali più ovvii, di cui il ferro fa parte, sono gli ossidi anidri o idrati, i solfuri, ed alcuni sali, e segnatamente il solfato, il carbonato, il silicato, il fosfato ec. Allo stato metallico è rarissimo.

Il ferro perfettamente puro è appena conosciuto: quello che si prepara pe' bisogni delle arti contiene sempre $\frac{1}{2}$ centesimo almeno di carbonio. Sovente ancora vi si trova unito del silicio, del fosforo, del solfo, che anche in piccolissima dose ne alterano notabilmente le proprietà. Per procurarsi del ferro assolutamente puro, bisogna riscaldare ad una temperatura altissima della limatura di ferro di buona qualità mescolata coll'ossido dello stesso metallo. L'ossigeno dell'ossido di ferro brucia il carbonio ed il silicio, trasformandoli in acido carbonico ed in acido silicico: il primo si sviluppa allo stato gassoso, il secondo combi-

(1) La produzione del ferro greggio o ghisa nella sola Inghilterra, senza comprendervi la Scozia e l'Irlanda, è stata nell'anno 1850 di 2 250 000 tonnellate, che al prezzo di 48 scellini rappresentano un valore di 5 400 000 lire sterline.

nandosi con una porzione d'ossido indecomposto, forma un silicato di ferro, che alla fine dell'operazione rimane alla superficie del regolo metallico, e se ne può facilmente distaccare, battendolo con un martello. Il ferro così ottenuto è assai meno fusibile del ferro commerciale, più bianco, più malleabile, più denso, ma meno tenace. Il suo peso specifico è di 7,8439, e si fonde alla temperatura di 2118°.

Si ottiene ancora del ferro purissimo, riscaldando il sesquiossido di ferro in una corrente di gas idrogeno. Il metallo in tal caso si riduce al calore prodotto da una semplice lampada a spirito di vino; ma resta allo stato di polvere nera simile per l'aspetto al nero di fumo, che si accende ossidandosi non appena è messa in contatto dell'aria; per tal ragione ha ricevuto il nome di *ferro piroforico*. Il ferro in questo stato si prepara come il protossido di manganese, impiegando lo stesso apparecchio, *fig. 52*. Decomponendo il protocloruro di ferro cristallizzato, per mezzo del gas idrogeno in un apparecchio simile al precedente, Peligot ha ottenuto del ferro in lamine cristalline, tra cui si vedevano distintamente de' cristallini cubici.

Il ferro ordinario è di color grigio, molto duro, duttilissimo, sebbene passi meglio per la trafila che per il laminatoio. Di tutti i metalli conosciuti è il più tenace; per modo che un filo cilindrico di due millimetri di diametro può sostenere un peso di 250 chilogrammi prima di rompersi Stropicciato fra le dita, tramanda un odor disgustoso tutto particolare. La sua spezzatura è granellosa, il suo peso specifico varia da 7,7 a 7,9. Per fondersi esige un alto grado di calore, che si fa giungere a 1500 gradi circa; ma combinandosi col carbonio, diviene più fusibile.

Il ferro ed il nichelio sono i soli metalli che vengono attratti dalla calamita; il primo possiede inoltre la facoltà di ritenere il magnetismo e di agire esso stesso come calamita, quando contiene un po' di carbonio. Così una barra di ferro lasciata per qualche tempo in posizione orizzontale nel piano del meridiano magnetico, si magnetizza. La percussione, le scariche elettriche vi producono lo stesso effetto; ma il mezzo più pronto e più sicuro, per rendere magnetico il ferro che non lo è, consiste a stropicciarlo, sempre nella stessa direzione, con una calamita naturale o artificiale.

Il ferro alla temperatura ordinaria non si ossida in contatto dell'acqua pura; ma col riscaldamento l'acqua si decompone in gas idrogeno che si sviluppa, ed in ossigeno che si combina col metallo. Perciò quando si fa passare del vapor d'acqua a traverso un tubo di porcellana arroventato, che contiene della limatura di ferro nell'interno, si ottiene una quantità considerevole di gas idrogeno, ed il metallo si trova convertito in un ossido salino composto di protossido e sesquiossido di ferro $= FeO + Fe^2O^3$ (v. pag. 45). Gli acidi disciolti nell'acqua agiscono nello stesso modo: il metallo si converte in protossido, che si combina coll'acido impiegato, e l'idrogeno si sviluppa in forma di gas. La rapidità con cui la decomposizione dell'acqua avviene è proporzionale all'energia dell'acido di cui si fa uso. Coll'acido solfo-

rico o idroclorico la reazione è immediata ; l'acido carbonico al contrario, che è un acido debolissimo, agisce con una estrema lentezza. Non ostante, la reazione e i prodotti che da essa derivano sono della stessa natura in ambi i casi.

Se s'immerge nell'acqua una barra di ferro ; essa non tarda ad irruginirsi, perchè l'acqua ordinaria contiene dell'acido carbonico libero, che agisce sul ferro nella stessa guisa che l'acido solforico, sebbene assai più lentamente. La proprietà che hanno le dissoluzioni alcaline molto diluite di preservare il ferro dall'ossidazione, siccome venne osservato da Vicat e quindi da Payen, dipende da ciò che l'alcali libero disciolto nell'acqua neutralizza l'acido carbonico, non appena vi si trova a contatto, e preserva il ferro dalla sua azione.

Il gas ossigeno e l'aria atmosferica, purchè scevri di acqua e di acido carbonico, sono egualmente senza azione sul ferro all'ordinaria temperatura. La presenza invece di questi due corpi ne determina tosto l'ossidazione, la quale una volta incominciata, progredisce più rapidamente, perchè l'ossido prodotto ed il metallo costituiscono un elemento di pila, che decompone l'acqua per la corrente elettrica che genera, ed indipendentemente da qualunque altra influenza. Il metallo essendo il polo positivo della coppia, attira ossigeno dall'acqua, e per tal modo si ossida sempre più. L'ossidazione del ferro all'aria libera è l'effetto di queste azioni combinate, e la sostanza conosciuta ordinariamente col nome di *ruggine*, è un miscuglio di carbonato e idrato di ferro.

Riscaldando il ferro al calor rosso scuro in contatto dell'aria, esso si ossida, acquistando una tinta violacea, ed alla temperatura dell'incandescenza arde con vivacità lanciando scintille. Immergendo nel gas ossigeno puro una spirale di fil di ferro, sulla quale siasi assicurato un pezzetto d'esca accesa, ha luogo una vivissima combustione, che si propaga al filo di ferro, il quale si combina coll'ossigeno, e l'ossido prodotto si separa in forma di gocciole, fuso dall'enorme temperatura che accompagna così fatta combustione, come si è già detto parlando dell'ossigeno. Il ferro divenuto liquido per mezzo della fusione, ripassa allo stato solido, percorrendo tutti i gradi di consistenza intermedii frai due stati, sicchè prima di solidificarsi diviene molle e pastoso, e però non cristallizza: tuttavia, rompendo delle grosse barre di ferro che per lungo tempo sono restate esposte all'azione d'un'alta temperatura, si scoprono degl'indizii manifesti di cristallizzazione, che conducono alla forma cubica. Al calor bianco, molto prima di fondersi, il ferro si rammollisce, e si può trattare e saldare senza bisogno d'interporre altro metallo. Questa preziosa proprietà è quella che permette di lavorare il ferro, senza che vi sia bisogno di fonderlo, e l'arte del fabbro è tutta fondata su questa osservazione.

Le diverse qualità di ferro che s'incontrano in commercio presentano differenze notevolissime sotto il rapporto della durezza e della tenacità. Di queste differenze alcune dipendono immediatamente dalla composizione chimica del metallo, e soprattutto dalla presenza di qual-

che corpo estraneo; altre son prodotte da certi cambiamenti che si operano nella struttura molecolare del metallo sottoposto all' influenza di alcune cagioni, che appresso conosceremo.

Il ferro di buona qualità ha una struttura, ora granellosa, ora fibrosa, a seconda del modo in cui è stato lavorato. Quello che è stato egualmente battuto in tutte le direzioni, presenta nella frattura una moltitudine di grani risplendenti, e quanto più piccoli sono questi grani, tanto migliore si reputa la sua qualità. Il ferro invece che è stato tirato in barre, ha una struttura fibrosa molto pronunziata, e quando possiede quest'ultima proprietà, è molto pregiato nelle arti, perchè ha una tenacità maggiore del ferro granelloso, e può sostenere un peso maggiore senza rompersi. Il ferro di cattiva qualità ha invece una struttura cristallina e lamellare visibilissima nella spezzatura; questa specie di ferro è poco tenace e fragile a freddo, ma abbastanza duttile a caldo. Del resto il ferro granelloso, si può trasformare in ferro fibroso per mezzo della lavorazione, e viceversa spesse volte il ferro fibroso si converte in ferro granelloso ed anche in ferro cristallino per l' azione combinata della percussione, del calorico e del magnetismo. Il ferro che ha subito tale modificazione, diviene per conseguenza più fragile e meno tenace di prima. Di qui avviene che i pezzi d'una macchina, che son costretti a lavorare sotto l' influenza di piccoli urti meccanici continuamente ripetuti, facilmente si rompono, perchè il ferro di cui sono costruiti passa alla modificazione cristallina (1).

Il ferro che contiene 6 millesimi di fosforo, si spezza facilmente a freddo sotto i colpi del martello, secondo le osservazioni di Karsten. Secondo lo stesso autore, 4 diecimillesimi di solfo bastano per renderlo fragilissimo a caldo, perlocchè è impossibile di saldare o di trattare col martello cotale specie di ferro. Fra'metalli il potassio ed il sodio alla dose di 5 diecimillesimi comunicano al ferro le stesse cattive qualità che il solfo, e 4 diecimillesimi di argento producono il medesimo effetto.

Frai corpi estranei la cui presenza altera in un modo sensibile, ed utile al tempo stesso le proprietà del ferro, merita particolare attenzione il carbonio. Il ferro più puro che trovasi in commercio ne contien sempre qualche vestigio, che vi si combina mentre si riducono i minerali ferriferi per mezzo del carbone. La *ghisa* e l' *acciaio* sono varietà di ferro dotato di proprietà speciali e dipendenti dalla diversa quantità di carbonio che contengono. Non si sa ancora se bisogna riguardare questi due corpi come composti a proporzioni definite, ovvero come semplici miscugli, sebbene la scarsa quantità di carbonio che vi si contiene e la variabilità nella proporzione di questo elemento

(1) La catastrofe seguita nel 1842 sulla strada ferrata di Versailles fu cagionata dalla rottura dell'asse d'una locomotiva, il quale sebbene costruito in origine con ferro di eccellente qualità, presentava delle grosse lamine cristalline nel sito della frattura. Lo stesso cambiamento di struttura si osserva in tutti gli assi delle locomotive, che si spezzano senza cagione apparente.

rendano più plausibile la seconda maniera di vedere. Secondo Karsten, il ferro che contiene da 1,4 a 1,5 di carbonio per 100 è estremamente duro, ma non perde i caratteri dell' acciaio di buona qualità. Aumentando la dose del carbonio, cresce ancora la durezza dentro certi limiti, ma in tal caso l' acciaio è meno tenace e si salda male. Con 1,75 per cento di carbonio si salda malissimo e si rompe sotto i colpi del martello; un ferro di questa composizione possiede diggià i principali caratteri della ghisa. Se la proporzione del carbonio arriva a 2,25 o 2,30 per 100, il composto fuso, e poi lasciato tranquillamente raffreddare, abbandona prima di solidificarsi una porzione di carbonio, che cristallizza allo stato di grafite. Secondo lo stesso Karsten, la massima quantità di carbonio che si può unire col ferro è di 5,93 per 100.

Ghisa (ferraccio , ferro fuso) — Questa sostanza costituisce il ferro greggio e non raffinato, quale si ottiene immediatamente dalla riduzione de' minerali ferriferi col metodo de' forni fusorii. Si distinguono tre specie principali di ghisa : la bianca, la grigia e la nera. La ghisa grigia sembra differire dalla nera solo perchè i suoi caratteri son meno pronunziati. La ghisa nera è dolce, granellosa ed un poco malleabile. La bianca è dura, cristallina e fragilissima. Queste varietà di ghisa sono essenzialmente composte di gran quantità di ferro con un po' di carbonio e di silicio. Vi si rinvengono ancora quantità variabilissime di manganese, di fosforo e di solfo, la cui presenza sembra affatto accidentale.

Disciogliendo nell' acido idroclorico, solforico o nitrico queste diverse qualità di ghisa, ne risultano de' fenomeni dipendenti dalla presenza del carbonio, e variabili a seconda del diverso stato, in cui questo corpo vi si trova unito. Talvolta si ottiene un residuo di grafite, tal'altra si produce una sostanza in fiocchi nerastri somiglianti all'acido ulmico, e solubile come questo nella potassa caustica; spesso ancora durante la reazione dell' acido sulla ghisa, si forma un carburo d' idrogeno liquido ed oleoso, che pare identico colla nafta. Oltre al carbone, che vi esiste chimicamente combinato, talune qualità di ghisa, ed in particolare le grigie e le nere, ne contengono ancora in isquame cristalline allo stato di grafite, che si ottiene come residuo, quando si disciolgono nell'acido idroclorico o solforico. La quantità totale di carbonio varia fra il 2 ed il 4 per cento, e rarissime volte oltrepassa quest' ultimo limite. Quando arriva a 5 per cento, la ghisa si può riguardare come un composto a proporzioni definite della formula Fe^4C.

Le differenze che si osservano fra le diverse ghise non dipendono tanto dalla proporzione relativa del carbonio, quanto dal diverso stato molecolare in cui questo metalloide vi è contenuto. Se si fa raffreddare rapidamente della ghisa fusa, l' eccesso del carbonio che vi è disciolto, non avendo il tempo di separarsi, resta intimamente combinato col ferro, e la ghisa solidificata è bianca nella frattura, durissima ed oltre modo fragile. Quando invece la solidificazione ha luogo lentamente, l'eccesso del carbonio disciolto si separa, e cristallizza allo stato di grafite, prima che la massa metallica sia intieramente solidificata.

Rompendo la ghisa ottenuta in tali condizioni, si osservano de' grani cristallini di grafite sparsi in tutta la massa, che danno alla superficie di frattura un' apparenza grigiastra o nera. Per questa ragione i getti che hanno una piccola massa si trovano formati di ghisa bianca, mentre invece quelli di grandi dimensioni sono per lo più formati di ghisa grigia o nera. È chiaro difatti che quanto più grande è la massa metallica, tanto maggiore sarà il tempo che dovrà impiegare per solidificarsi, e viceversa.

Acciaio — Questo composto differisce dalla ghisa, perchè contiene minor quantità di carbonio, che raramente arriva a 1 per 100, e il più delle volte si mantiene al di sotto di questo limite. È solido, malleabile, molto risplendente, e capace d' acquistare un pulimento bellissimo. La grana dell'acciaio è finissima, ed il peso specifico un poco inferiore a quello del ferro. L'acido idroclorico concentrato e bollente discioglie l'acciaio, senza lasciar residuo; l'acido solforico diluito è l'acido nitrico lasciano un leggiero residuo carbonoso somigliante all'acido ulmico. Il mezzo più pronto per distinguere il ferro dall' acciaio consiste nel farvi cader sopra una goccia di acido nitrico diluito, il quale sul ferro produce una macchia di color giallo, sull'acciaio al contrario una macchia nera.

La proprietà più notevole e più utile dell' acciaio è quella di acquistare una durezza straordinaria, quando si fa rapidamente raffreddare dopo d' averlo arroventato, e di rammollirsi viceversa per un lento e graduato raffreddamento. La prima di queste operazioni è conosciuta nelle arti col nome di *tempera*, e si mette a profitto per comunicare agli strumenti d'acciaio la durezza necessaria per gli usi a cui debbono servire. L'effetto che produce la tempera sull'acciaio è in rapporto colla rapidità del raffreddamento; perçiò quanto più fortemente si riscalda, e quanto meglio il liquido che s'impiega per raffreddarlo conduce il calorico, tanto più duro diventa l' acciaio temperato. Si ha una tempera durissima, immergendo l'acciaio rovente nel mercurio; l'acqua viene in secondo luogo, in ultimo le sostanze grasse. La densità dell'acciaio prima di subire l'operazione della tempera suol essere di 7,738, quella dell' acciaio temperato è invece 7,704, d'onde si deduce che l' acciaio temperandosi si dilata.

Se si fa arroventare l'acciaio temperato, e poscia si abbandona ad un lento raffreddamento, esso si stempera come suol dirsi, vale a dire perde le proprietà che aveva acquistate colla tempera, e ritorna allo stato primitivo. Se invece di arroventarlo, si riscalda semplicemente fino ad un certo segno, e poi si lascia tranquillamente raffreddare, non perde che in parte la sua durezza, e tanto più quanto maggiore è la temperatura che si è adoperata nel rincuocerlo. Da ciò si comprende senza difficoltà, che rincuocendo l'acciaio temperato ad un grado determinato di calore, si può correggere fino al punto che si vuole l' effetto troppo energico della tempera, e ridurlo al grado di durezza conveniente.

La temperatura del rincotto si valuta nella pratica dalle varie tinte

che prende l' acciaio per l' azione del riscaldamento, alle quali corrispondono le seguenti temperature:

220°.	Giallo chiaro	285° a 290 .	Turchiniccio
245°.	Giallo d'oro	300°.	Indaco.
255°.	Bruno	320°.	Verde di mare.
265°.	Porporino		

Questo coloramento dell'acciaio è un fenomeno d'interferenza prodotto da uno strato sottilissimo di ossido, che si forma alla superficie del metallo riscaldato, il cui colore varia a seconda della grossezza dello strato.

Il carbonio contenuto nell'acciaio ordinario par che passi ad un altro stato di combinazione per l'azione della tempera, come si osserva nella ghisa, difatto l'acciaio non temperato si discioglie negli acidi, lasciando un residuo sensibile di carbone allo stato di grafite, mentre quello temperato non lascia residuo di sorte, perchè il carbonio si combina coll'idrogeno nascente, per formare idrogeno carbonato.

Nelle arti si distinguono quattro specie di acciaio: l' *acciaio naturale*, l' *acciaio di cementazione*, l' *acciaio fuso* e l' *acciaio damaschinato*. L' acciaio naturale si ottiene decarbonizzando parzialmente la ghisa bianca di buona qualità, la quale differisce dall'acciaio, perchè contiene maggior quantità di carbonio. Però se nella raffinazione della ghisa, invece di ossidare tutto il suo carbonio per mezzo dell'ossigeno dell'aria, come suol praticarsi per convertirla in ferro dolce, si sospende l' operazione prima che sia finita, resterà del ferro poco carburato, cioè dell' acciaio. Si ottiene lo stesso intento facendo fondere la ghisa colle così dette *battiture*, le quali non sono altro che ossido di ferro. In tal caso il carbonio brucia a spese dell' ossigeno contenuto nell'ossido.

L'acciaio di cementazione si fabbrica riscaldando fortemente il ferro fra la polvere di carbone in casse di grès, ovvero di mattoni. Le barre di ferro, che si vogliono convertire in acciaio di cementazione, si dispongono in istrati alternativi colla polvere di carbone in queste casse, che vengono situate in un fornello particolare destinato a tal uso, e riscaldate ad un'alta temperatura per lo spazio di 7 o 8 giorni continui. In così fatta maniera il carbonio si combina col ferro, penetrando successivamente dagli strati esterni agl'interni, e perciò i primi sono sempre più carburati dei secondi. Si è osservato che la temperatura più favorevole alla cementazione è quella che si richiede per la fusione del rame. Spesse volte colla polvere di carbone si mescola $\frac{1}{10}$ del suo peso di cenere ed un poco di sal marino, i quali favoriscono la cementazione, sebbene non si conosca in qual modo vi agiscono. L'acciaio così ottenuto è tanto migliore, quanto più puro è il ferro che si adopera per fabbricarlo; però nelle più rinomate fabbriche inglesi non s' impiega altro ferro che quello di Svezia, ed il loro acciaio è superiore a quello che si fabbrica in tutti gli altri paesi.

L' acciaio fuso si prepara arroventando fortemente in un crogiuolo

di terra refrattaria l'acciaio naturale, o quello di cementazione, per sei o sette ore. Operando sopra 25 o 30 libbre di materia, questo intervallo di tempo basta per fonderlo compiutamente: si può allora separarne il leggiero strato di scorie che vi si trova alla superficie e colarlo. Questa varietà di acciaio è più omogenea delle due precedenti, acquista colla tempera una durezza maggiore, e può prendere un bellissimo pulimento, nondimeno si salda assai male, e non si presta ai lavori di fucina.

Chiamasi acciaio damaschinato quella varietà, la cui superficie bagnata con un acido, si copre de' disegni più variati e più capricciosi. Per molto tempo questo acciaio si ritrasse esclusivamente dalla Siria e dall'India, ove viene particolarmente adoperato alla costruzione delle armi bianche. Prima la sua fabbricazione era un segreto degli Orientali, ma oggigiorno se ne fabbrica moltissimo anche in Europa. Breant riguarda l'acciaio damaschinato come una mescolanza di acciaio ordinario e di ghisa cristallizzata, o in altri termini, come acciaio che concontiene una quantità di carbonio maggiore dell'ordinario. L'acido debole col quale si mette in contatto, attaccando inegualmente l'acciaio e la ghisa, vi produce alla superficie de' disegni di diversa natura. Se il metallo non contiene che una quantità di carbonio eguale a quella dell'acciaio ordinario, non si forma damaschinatura, perchè il composto essendo omogeneo, l'acido l'attacca uniformemente in tutti i punti della sua superficie. È adunque indispensabile che l'acciaio damaschinato contenga due composti inegualmente fusibili, i quali per un lento raffreddamento si separano e cristallizzano in tempi diversi. Breant ha ottenuto un eccellente acciaio damaschinato, fondendo insieme 100 parti di ferro dolce e 2 di nero di fumo. Secondo alcune sperienze di Anocoff ingegnere russo, il metodo più sicuro per ottenere un acciaio adattato per damaschinarsi, consiste a fondere in un crogiuolo refrattario del ferro purissimo con $\frac{1}{12}$ di grafite, $\frac{1}{33}$ di battiture di ferro e $\frac{1}{24}$ di dolomite (carbonato naturale di calce e di magnesia). Per far comparire la damaschinatura, s'immerge l'acciaio così preparato in una soluzione di solfato di ferro mescolato con una certa quantità di solfato d'allumina.

Faraday e Stodart riconobbero che l'acciaio damaschinato, che si fabbrica a Bombay, conosciuto col nome di *wootz*, oltre al carbonio ed al silicio, contiene ancora qualche traccia d'alluminio. Nondimeno la presenza dell'alluminio e del silicio non pare indispensabile; difatti lavorando tale acciaio, si possono ossidare questi due corpi e separare allo stato di scorie, senz'alterare i caratteri dell'acciaio damaschinato, come apparisce dall'analisi del *wootz* greggio e lavorato fatta da Gay-Lussac:

	Wootz greggio	Wootz lavorato
Carbonio	1,407	0,957
Silicio	0,120	0,000
Alluminio	0,948	0,000
Ferro	97,525	99,043.

Faraday e Stodart hanno trovato inoltre che si può migliorare notabilmente la qualità dell'acciaio, allegandolo con diversi metalli. Con $\frac{1}{500}$ di argento si ottiene una lega, la cui durezza supera quella del migliore acciaio fuso. L'acciaio allegato con $\frac{1}{100}$ di nichelio produce un composto durissimo, capace di acquistare un bel pulimento e di damaschinarsi in contatto degli acidi. Unendo l'acciaio con $\frac{1}{100}$ di cromo, si produce una lega durissima, malleabile come il ferro, ed avente la proprietà di damaschinarsi. Questa lega, scoperta da Berthier, si fabbrica in grande nelle vicinanze di Liege. Sostituendo il platino al cromo, si ottengono risultamenti analoghi.

PROTOSSIDO DI FERRO = FeO — Quest' ossido esiste in un gran numero di sali combinato cogli acidi, ma non è stato ancora ottenuto allo stato libero. Versando della potassa o della soda nella soluzione di un sale di protossido di ferro, si precipita il protossido idrato di color bianco verdastro; ma se si tenta di raccoglierlo e disseccarlo, assorbe nuova quantità di ossigeno dall'aria, e passa prima allo stato d'ossido nero, e poi a quello di sesquiossido. Se si riscalda il prodotto così ottenuto in un'atmosfera priva di ossigeno, esso decompone l'acqua, sviluppando gas idrogeno, e si trasforma in un grado d' ossidazione più elevato.

I sali di protossido di ferro si formano tutte le volte che si fa reagire un acido diluito sul ferro metallico. Per ben riuscirvi bisogna evitare la presenza dell' aria, facendo l'esperienza in vasi chiusi, e servendosi di acqua spogliata d' ogni traccia d'aria con una lunga ebollizione:

SESQUIOSSIDO = Fe^2O^3 — Il sesquiossido di ferro si trova spessissimo ed abbondantemente nel regno minerale, ora amorfo, ora cristallizzato in prismi esagoni, o in romboedri di apparenza metallica e del colore dell' acciaio. In quest' ultimo caso prende in Mineralogia la denominazione di *ferro oligisto*, ed è abbondantissimo nell' Isola dell'Elba. Se ne trova pure alla Somma presso il Vesuvio, in un luogo conosciuto col nome di *fosse di Cancarone*. Il ferro oligisto de' vulcani si presenta ordinariamente in sublimazioni cristalline. Il più delle volte questa varietà di ferro oligisto è cristallizzata in tavole molto larghe, e porta il nome di *ferro specolare*.

Nelle farmacie si prepara il sesquiossido di ferro, riscaldando il vetriolo verde (protosolfato di ferro) in contatto dell'aria, ed agitando continuamente la massa. Si sviluppano in tale operazione vapori di acido solforico e di acido solforoso, ed il protossido di ferro a misura che divien libero, si combina coll'ossigeno, trasformandosi in sesquiossido, che rimane sotto forma di polvere rossa, la quale ritiene qualche traccia di solfato non decomposto. Il sesquiossido di ferro così preparato è conosciuto col nome di *calcotar*, e si adopera in medicina come corroborante. Calcinando una parte di solfato di ferro con 3 di sal marino in un crogiuolo, e trattando il prodotto con acqua calda, rimane il sesquiossido in cristallini risplendenti di color bruno. Per ottenere del sesquiossido purissimo, quale si richiede in alcune esperienze di chimica, il miglior metodo consiste a trattare la limatura di ferro di buona qualità coll'acido nitrico ed a calcinare il nitrato di ferro che ne risulta.

Il sesquiossido di ferro è di color rosso scuro; colla calcinazione acquista una tinta bruna, che perde del tutto raffreddandosi. Se si calcina, non si discioglie che molto difficilmente negli acidi. Il gas idrogeno, il carbone, l'ossido di carbonio ec. coll'aiuto del riscaldamento fanno passare questo composto allo stato di ferro metallico.

Combinandosi coll'acqua quest'ossido forma un idrato, che si può ottenere facilmente, precipitando colla potassa o colla soda la soluzione di un sale a base di sesquiossido di ferro. Il precipitato che si ottiene con tal mezzo è di color giallo rossastro e molto voluminoso; se la precipitazione si fa a caldo, il prodotto ha una composizione, che secondo l'analisi di Lefort, è rappresentata dalla formula $2Fe^2O^3+3HO$; se invece si opera all'ordinaria temperatura, il precipitato ha per formula Fe^2O^3+2HO.

Se si disciolgono nello stesso liquido 4 equivalenti di cloruro di calcio per uno di sesquicloruro di ferro, e si versa la soluzione mista in un eccesso di soluzione di potassa, si ottiene un deposito appena colorato, il quale dopo poche ore diviene perfettamente bianco, sebbene contenga 42 per 100 di sesquiossido di ferro. Tale sostanza è, secondo Pelouze, una combinazione chimica di calce e sesquiossido di ferro, in cui quest'ultimo fa le veci di acido rispetto alla prima. La sua formula è, secondo lo stesso Chimico, $4CaO+Fe^2O^3$. Tale combinazione fatta digerire con una soluzione di zucchero, non cede al liquido la più piccola traccia di calce, il che fa vedere che la calce ed il sesquiossido di ferro sono chimicamente combinati, e non già allo stato di semplice miscuglio. Viceversa gli acidi, anche i più deboli, decompongono tale sostanza, combinandosi colla calce. Per questa ragione, se si lascia per qualche tempo in contatto dell'aria, ne attrae l'acido carbonico, si forma carbonato di calce, ed il sesquiossido di ferro divenuto libero calora la massa in rosso mattone.

Ossidi salini—Il protossido ed il sesquiossido di ferro combinandosi allo stato nascente, formano un composto, in cui il sesquiossido di ferro funziona da acido, ed il protossido da base. Quest'ossido, la cui composizione corrisponde alla formula razionale $FeO+Fe^2O^3$, si trova abbondantemente nel regno minerale, ora in masse amorfe, ora cristallizzato in ottaedri regolari, ovvero in rombododecaedri, ed è conosciuto dai Mineraloghi coi nomi di *ferro ossidulato* e di *ossido di ferro magnetico*. Questo composto è nero, attirabile dalla calamita, fusibile senza decomporsi per l'azione di un'alta temperatura. Se si discioglie nell'acido idroclorico, ed alla soluzione si aggiunge dell'ammoniaca, si precipita di nuovo in forma di polvere nera, combinato con una certa quantità di acqua.

Si prepara nelle farmacie un composto di ossigeno e di ferro, riscaldando la limatura di questo metallo in contatto dell'acqua, ed agitando continuamente il miscuglio. L'acqua si decompone in ossigeno che ossida il ferro, ed in idrogeno che si sviluppa. Il prodotto di tale operazione che porta il nome di *etiope marziale*, è una polvere nera, la cui composizione non differisce da quella del ferro ossidulato che incontrasi nel

regno minerale. Se si fa arroventare del filo di ferro in una corrente di vapore acquoso, alla superficie del metallo si forma uno strato d'ossido, che guardato col microscopio, apparisce formato da innumerevoli cristallini di forma ottaedrica, come quelli del ferro ossidulato naturale.

L'ossido magnetico idrato si può ottenere precipitando con ammoniaca una soluzione mista che contiene un sale di protossido ed un sale di sesquiossido in rapporti equivalenti. A tal fine si discioglie della limatura di ferro nell'acido idoclorico fuori del contatto dell'aria, e si partisce la soluzione ottenuta in tre parti eguali ; indi si mescolano insieme due di queste parti, e vi si fa passare del gas cloro, finchè contenga un eccesso di questo gas, facilmente riconoscibile dall'odore. Allora si fa bollire il liquido, per iscacciarne il cloro libero che contiene, vi si mescola l'altro terzo della soluzione, e si precipita il tutto con un eccesso d'ammoniaca : il precipitato nero che si forma è l'ossido magnetico idrato.

Si è ammessa ancora un'altra combinazione di protossido e sesquiossido, la quale si forma quando si espone in contatto dell'aria un pezzo di ferro rovente, e forma le così dette *battiture*, che si staccano percuotendo il metallo con un martello. I Chimici non sono d'accordo sulla composizione di quest'ossido, il quale probabilmente non è un composto a proporzioni costanti, ma piuttosto un miscuglio accidentale di varii gradi d'ossidazione del ferro.

Acido ferrico $= FeO^3$ — Il ferro può, come il manganese, formare un ossiacido coll'ossigeno. Tale composto, scoperto da Fremy, si conosce soltanto in combinazione con le basi, e non si è potuto ancora isolare. Quando si cerca di separarlo dalle sue combinazioni saline, si decompone immediatamente in ossigeno che si sviluppa, ed in sesquiossido di ferro, che si precipita.

Il ferrato di potassa si prepara facendo cadere de'pezzetti di nitro sulla limatura di ferro fortemente arroventata, o facendo passare una corrente di gas cloro in una soluzione di potassa caustica, che tiene del perossido di ferro in sospensione. Il ferrato così ottenuto è di color bruno violaceo ; disciolto si decompone colla massima facilità, e spesso spontaneamente. Alla temperatura di 100° tale decomposizione è istantanea : il perossido di ferro, quello di manganese, ed in generale tutti i corpi polverosi l'accelerano colla loro presenza. Tutti gli acidi decompongono il ferrato di potassa, e l'acido ferrico divenuto libero si trasforma in ossigeno che si sviluppa, ed in sesquiossido di ferro che si combina all'acido impiegato; nel tempo stesso il liquido si scolora. Quest'ultimo carattere permette di distinguere il ferrato di potassa dall'ossimanganato, il quale trattato cogli acidi, si converte in un liquido di color rosso. Le materie organiche riducono immediatamente l'acido ferrico del ferrato di potassa in sesquiossido di ferro che si precipita.

Sottosolfuro $= Fe^2S$ — Si prepara facendo passare del gas idrogeno sul protosolfato di ferro in un tubo di vetro rovente. Gli acidi lo decompongono, sviluppando un miscuglio gassoso composto d'idrogeno e idrogeno solforato.

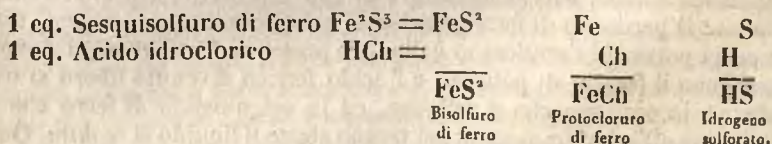
Protosolfuro $= FeS$ — È solido, di color giallo nella frattura, e dotato di splendore metallico. L'acqua e l'aria isolatamente non vi hanno azione alla temperatura ordinaria, ma sotto l'influenza simultanea di questi due agenti esso si effiorisce, trasformandosi in protosolfato di ferro. L'acido solforico diluito lo decompone: si forma protosolfato di ferro che resta disciolto nel liquido, mentre si sviluppa del gas idrogeno solforato.

Per procurarsi questo solfuro, bisogna riscaldare in vasi chiusi un miscuglio di solfo e di ferro in lamine sottili. Al calor rosso la combinazione delle due sostanze ha luogo con incandescenza, e dopo il totale raffreddamento del vaso si trova il ferro ricoperto di un leggiero strato di solfuro, che si distacca in iscaglie, piegando in direzioni contrarie la lamina metallica. Il protosolfuro che ne'laboratorii si adopera per preparare l'idrogeno solforato, si ottiene introducendo alternativamente in un crogiuolo situato fra'carboni accesi della limatura di ferro precedentemente arroventata, e del solfo a piccole porzioni per volta. Versando il protosolfuro di potassio nella soluzione di un sale di protossido di ferro, si precipita una polvere nera, che è il protosolfuro combinato coll'acqua.

Questo composto non è molto comune nel regno minerale, per la facilità con cui si trasforma in solfato in contatto dell'aria umida; nondimeno si trova qualche volta disseminato nelle rocce granitiche e nel litantrace.

Sesquisolfuro $= Fe^2S^3$ — Si può preparare artificialmente questo composto, esponendo il sesquiossido di ferro all'azione dell'idrogeno solforato alla temperatura di 100°, e continuando l'esperienza, finchè non si produca più acqua.

È di color giallo grigiastro e senz'azione sull'ago calamitato. Gli acidi solforico e idroclorico diluiti lo attaccano. Da tale azione risulta protosolfato o protocloruro di ferro, che resta disciolto nel liquido, gas idrogeno solforato e bisolfuro di ferro. Le formule seguenti spiegano tale reazione:

1 eq. Sesquisolfuro di ferro $Fe^2S^3 =$	FeS^2	Fe	S
1 eq. Acido idroclorico $HCh =$		Ch	H
	FeS^2 Bisolfuro di ferro	FeCh Protocloruro di ferro	HS Idrogeno solforato.

Il sesquisolfuro di ferro funziona tanto da solfobase, quanto da solfoacido. In natura si trova in quest'ultimo stato combinato con alcune solfobasi: col sottosolfuro di rame nella *calcopirite* $Cu^2S+Fe^2S^3$, e col protosolfuro di ferro nella *pirite magnetica*.

Pirite magnetica $= FeS+Fe^2S^3$ — Questo solfuro è il solfosale corrispondente al ferro ossidulato, in cui il solfo tiene il luogo dell'ossige-

no (1). Differisce dai solfuri precedenti per la proprietà che possiede di venir attratto dalla calamita, d'onde ha origine il suo nome. Si produce ancora artificialmente nella distillazione della pirite comune, ovvero quando si calcina un miscuglio di protosolfuro e di sesquisolfuro di ferro in vasi chiusi.

Bisolfuro = FeS^2 — È giallo, o bianco giallastro, e dotato di splendore metallico, sicchè rassomiglia all'ottone o al bronzo. È durissimo, e scintilla coll'acciarino; non ha azione sull'ago calamitato, e sviluppa vapori di solfo colla distillazione in vasi chiusi, trasformandosi in pirite magnetica. Calcinato all'aria libera, si trasforma in protosolfato di ferro, mentre si sviluppa gas acido solforoso. Gli acidi solforico e idroclorico diluiti non vi hanno azione.

Il bisolfuro di ferro è un minerale molto abbondante, che si trova in due modificazioni isomere aventi la stessa composizione elementare, ma forme cristalline e caratteri diversi. L'una è di color giallo, e cristallizza in un gran numero di forme appartenenti al sistema cubico, in ottaedri regolari, in dodecaedri pentagonali, in icosaedri e simili; ovvero prende delle forme organiche improntate dalle conchiglie, dai funghi, ec. su cui si deposita. Questa specie va distinta in Mineralogia coi nomi di *pirite gialla, cubica, marziale, d'oro ec.* L'altra specie, molto più rara della prima, è di color bianco traente al giallo; cristallizza in prismi rombici, e si chiama *pirite bianca* o *prismatica*. All'aria umida si effiorisce, trasformandosi in solfato di ferro, proprietà che non si osserva nella pirite cubica.

Persolfuro = FeS^3 — Questo solfuro, la cui composizione corrisponde a quella dell'acido ferrico, si ottiene in combinazione col solfuro di potassio, trattando coll'idrogeno solforato una soluzione di ferrato di potassa con eccesso d'alcali. La soluzione di solfoferrato di potassa è di color verde carico. Se si cerca d'isolare il solfoacido, questo si decompone, come fa l'acido ferrico nelle stesse condizioni, trasformandosi in solfo e sesquisolfuro di ferro.

Seleniuro = $FeSe$ — Ha un'apparenza metallica ed un color grigio traente al giallo. L'acido idroclorico l'attacca a caldo: si forma protocloruro di ferro e si sviluppa seleniuro d'idrogeno.

Protocloruro = $FeCh$ — Facendo disciogliere la limatura di ferro nell'acido idroclorico, si forma una soluzione verde di protocloruro, e si sviluppa gas idrogeno. Bisogna aver cura di eseguire questa operazione fuori del contatto dell'aria, perchè l'ossigeno altera il protocloruro di ferro disciolto, precipitandone porzione del ferro allo stato di sesquiossido, e trasformando l'altra in sesquicloruro.

È solido, fusibile, un poco volatile, solubilissimo nell'acqua, e discretamente solubile nell'alcole. La soluzione convenientemente evaporata, produce de'cristalli di color verde smeraldo contenenti acqua di cristal-

(1) Il più delle volte la composizione della pirite magnetica si avvicina alla formula Fe^7S^8, che parrebbe indicare un miscuglio di varii solfuri di ferro, anzichè una combinazione a proporzioni definite.

lizzazione. Il biossido d'azoto è assorbito da una soluzione acquosa di questo composto, che diventa di color nero.

SESQUICLORURO $= Fe^2Ch^3$ — Si possono impiegare diversi metodi per preparare questo composto.

Il sesquicloruro anidro si ottiene riscaldando de' fili di ferro in una corrente di gas cloro secco: la combinazione in tal caso ha luogo con ignizione.

Allo stato di soluzione si può preparare, sia facendo bollire il sesquiossido di ferro con acido idroclorico, sia disciogliendo la limatura di ferro nell'acqua regia; ma se è necessario che il prodotto sia neutro, il miglior metodo è quello di far passare una corrente di gas cloro in una soluzione neutra di protocloruro di ferro, fino a saturazione. In ultimo si scaccia il cloro disciolto in eccesso, facendo bollire il liquido per pochi istanti.

Il sesquicloruro anidro cristallizza in lamelle di color violaceo, di apparenza metallica ed iridate. Col riscaldamento si volatilizza in vapori di color giallo scuro. È deliquescente e solubilissimo nell'acqua, nell'alcole e nell'etere, coi quali produce dei liquidi gialli. La soluzione acquosa, lasciata a sè stessa, a lungo andare si decompone, precipitando una polvere di color bruno, che secondo Wittstein, è un ossicloruro idrato della formula $Fe^2Ch^3 + 6Fe^2O^3 + 9Aq$. Se si fa evaporare tale soluzione nell'aria secca sotto una campana all'ordinaria temperatura, cristallizza un sesquicloruro idrato, al quale Wittstein assegna la formula $Fe^2Ch^3 + 6Aq$. Col riscaldamento questi cristalli si decompongono, producendo acido idroclorico che si sviluppa, e lasciando per residuo un miscuglio di sesquiossido e di sesquicloruro indecomposto. Riscaldati in contatto del vapor d'acqua, si decompongono in un modo analogo; ma in tal caso il sesquiossido di ferro cristallizza con tutti i caratteri del ferro oligisto, e quello che si forma ne' vulcani deriva appunto da una reazione di questa natura. Molte sostanze elementari, come il rame, l'argento, lo stagno, il cadmio, il piombo, il bismuto, il cobalto, il nichelio, l'arsenico e l'antimonio si disciolgono nella soluzione di sesquicloruro di ferro, trasformandolo in protocloruro. L'azione ha luogo anche a freddo, ma col riscaldamento è molto più rapida.

PROTOBROMURO $= FeBr$ — Si ottiene facilmente, mescolando bromo, acqua e limatura di ferro in eccesso. La soluzione convenientemente evaporata, lascia del protobromuro parzialmente decomposto, che più fortemente calcinato si volatilizza, lasciando del sesquiossido per residuo.

SESQUIBROMURO $= Fe^2Br^3$ — Si prepara come il sesquicloruro, facendo passare del vapore di bromo sul ferro metallico riscaldato in un tubo di vetro. Pe' suoi caratteri somiglia al sesquicloruro.

PROTOIODURO $= FeI$ — Si prepara come il protobromuro, mescolando acqua, iodo e limatura di ferro: il miscuglio si riscalda, ed il ferro si discioglie nel liquido, formando una soluzione di color verde chiaro. Per impedire che si formi del sesquiioduro, bisogna impiegare un eccesso di limatura di ferro, e preservare il liquido dal contatto dell'a-

ria. Colla concentrazione l'ioduro di ferro cristallizza in lamine di color verde, che contengono dell'acqua di cristallizzazione. Questi cristalli moderatamente riscaldati perdono l'acqua, e lasciano un residuo di color bruno e fusibile, che è l'ioduro anidro.

SESQUIIODURO $= Fe^2I^3$ — Si ottiene come il precedente, in modo peraltro che l'iodo sia in eccesso rispetto al ferro, o pure disciogliendo l'idrato di sesquiossido di ferro in una soluzione di acido idroiodico.

PROTOFLUORURO $= FeF$ — Si prepara riscaldando la limatura di ferro coll'acido idrofluorico diluito. Cristallizza in lamine scolorite, poco solubili nell'acqua, facilmente solubili in un eccesso di acido.

SESQUIFLUORURO $= Fe^2F^3$—Si ottiene disciogliendo il sesquiossido di ferro nell'acido idrofluorico. Si presenta in cristallini di color giallognolo poco solubili. La soluzione è affatto scolorita, e l'ammoniaca anche in eccesso, non la decompone che parzialmente, precipitandone una polvere di color giallo scuro composta di ferro, ossigeno e fluore.

AZOTURO DI FERRO — Riscaldando alla temperatura del calor rosso scuro de' fili di ferro in un tubo di porcellana, e facendovi passare in tale stato una corrente di gas ammoniaco anidro, l'ammoniaca si decompone, mentre il ferro si trova aumentato di peso, fragilissimo, di color bianco, e poco alterabile per l'azione dell'aria: questo prodotto è un azoturo di ferro, o per dir meglio contiene dell'azoto in quantità variabile, e disciogliendosi negli acidi produce ammoniaca. Si ottiene più facilmente lo stesso composto, riscaldando in un tubo di vetro del protocloruro di ferro anidro, e facendovi passare nel tempo stesso una corrente di gas ammoniaco secco: l'azoturo resta nel tubo sotto forma di spugna metallica, di color bianco argentino.

FOSFURO $= Fe^4P$ — Si ottiene facendo passare de' vapori di fosforo sul ferro rovente, ovvero calcinando in un crogiuolo rivestito internamente da un grosso strato di polvere di carbone un miscuglio di fosfato di ferro e carbone in polvere.

È di color grigio, dotato di apparenza metallica, fusibile, fragilissimo e capace di cristallizzare in prismi rombici. Riscaldato in vasi chiusi, non si altera; ma se si riscalda in contatto dell'aria, assorbe ossigeno e si trasforma in fosfato basico.

ARSENIURO — Il ferro e l'arsenico si combinano in varii rapporti, e formano de' composti fragilissimi, che si trovano nel regno minerale, ora isolati, ora combinati coi solfuri di ferro. Il più conosciuto di tali minerali è il *mispickel*, il quale cristallizza in prismi rombici, ed ha per formula FeS^2+FeAs.

CARBURO $= FeC^2$ — La ghisa e l'acciaio sono, come s'è detto, delle combinazioni di ferro e di carbonio in rapporti variabili. Il solo composto definito che si conosca è quello che si ottiene calcinando in vasi chiusi il ferrocianuro di potassio. Trattando il prodotto con acqua, il cianuro di potassio si discioglie, e lascia una polvere nera, che è il carburo in questione della formula FeC^2. Questo composto deriva dalla decomposizione del cianuro di ferro $Fe(C^2Az)$, il quale non fa altro che perdere il suo azoto.

È una polvere nera, che si accende per poco che si riscaldi in contatto dell'aria, trasformandosi in acido carbonico ed in sesquiossido di ferro.

Boruro $= FeB^2$ — Si ottiene riducendo il borato di ferro per mezzo del gas idrogeno. È bianco, durissimo, ed ha l'aspetto dell'argento.

Siliciuro — La ghisa del commercio, e soprattutto quella che è stata ottenuta ad un'altissima temperatura, contiene da 1 a 2 per 100 di silicio, e per conseguenza del siliciuro di ferro. Riscaldando al fuoco di fucina un miscuglio di limatura di ferro, di silice e di carbone, si forma un regolo metallico fuso, alquanto malleabile, che contiene fino a 9 o 10 per 100 di silicio; ma non si conosce nessun composto definito.

Protocianuro $= Fe(C^2Az)$ — Riscaldando a dolce calore il doppio cianuro di ferro e di ammonio, il cianuro d'ammonio si volatilizza, e rimane il protocianuro di ferro sotto forma di polvere grigia traente al giallo, che diventa verdastra, se l'aria non è stata bene esclusa. Si può ancora ottenere facendo passare una corrente di gas idrogeno solforato nell'acqua che tiene in sospensione l'azzurro di Berlino recentemente precipitato.

Sesquicianuro $= Fe^2(AzC^2)^3$ — Finora non si conosce che allo stato di soluzione, ovvero combinato con altri cianuri. Versando una soluzione di fluoruro di ferro e di silicio in una soluzione di prussiato rosso di potassa, o ferricianuro di potassio, si forma un precipitato di fluoruro di silicio e di potassio, ed il sesquicianuro di ferro resta disciolto nel liquido. La soluzione è di color bruno, di sapore stittico, e si decompone coll'evaporazione.

Cianuro magnetico $= Fe^3(C^2Az)^4 + 4Aq$ — Questo composto scoperto da Pelouze, astrazion fatta dall'acqua di cristallizzazione che contiene, corrisponde al ferro ossidulato, o ossido di ferro magnetico, il cui ossigeno sarebbe sostituito dal cianogeno in rapporti equivalenti; e per analogia bisogna riguardarlo come una combinazione di protocianuro e sesquicianuro $= Fe(C^2Az) + Fe^2(C^2Az)^3$. Si prepara facendo passare un eccesso di gas cloro in una soluzione di ferrocianuro di potassio. Riscaldando il liquido al grado dell'ebollizione, si sviluppa del cloro e de'composti cianici non ancora esaminati, e si precipita una polvere verde, che ha la composizione di sopra indicata. Per ispogliare questo precipitato da ogni traccia di ossido di ferro e di altre impurità, si lava prima con acido idroclorico bollente, poi con acqua pura, e finalmente si dissecca nel vuoto.

Il cianuro di ferro magnetico è una polvere di color verde priva di odore e sapore, insolubile nell'acqua, e facilmente decomponibile dagli alcali. Riscaldato a 180°, sviluppa del cianogeno mescolato a qualche traccia di acido idrocianico e di vapor d'acqua, e lascia un residuo di azzurro di Berlino. Esposto all'azione della luce, subisce una decomposizione analoga. Se si mette in contatto dell'aria quando è appena riscaldato, brucia con vivacità, come fa il ferro piroforico nelle stesse condizioni.

CIANURI DOPPI — Il protocianuro ed il sesquicianuro di ferro com-

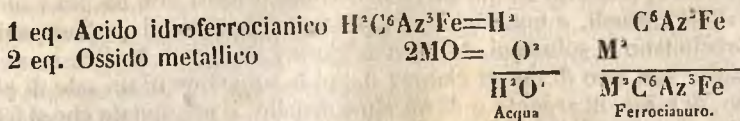
binandosi coi cianuri alcalini, formano de'composti cristallizzati di bellissima apparenza. In queste combinazioni il ferro non ha più i suoi caratteri abituali, e non viene precipitato da nessuno di que'reagenti che precipitano le soluzioni de'sali o de'cloruri di ferro. Inoltre se si precipita con uno di questi cianuri doppi la soluzione di un sale di piombo, di rame, di argento o di un altro metallo, il precipitato che si forma, oltre il metallo che faceva parte della soluzione salina, contiene tutto il ferro e tutto il cianogeno del doppio cianuro. Questi precipitati sono notevoli per la varietà e bellezza de' loro colori, circostanza che spesso si mette a profitto nelle analisi qualitative, per distinguere i diversi metalli.

Il composto di protocianuro di ferro e cianuro di potassio, che ha per formula $2K(C^2Az)+Fe(C^2Az)$, produce coi sali metallici de' precipitati, che contengono $2M(C^2Az)+Fe(C^2Az)$, in cui i due equivalenti di potassio sono sostituiti da due equivalenti di piombo, di rame, di argento, di zinco, di mercurio ec., mentre il ferro non viene mai sostituito, e segue invece il cianogeno, col quale pare sia combinato in un modo più intimo del potassio. I Chimici ammettono che tali composti non siano analoghi ai cloruri od ai solfuri doppi; ma li riguardano come derivati da un acido particolare, di cui tra poco dovremo occuparci, specie d'idracido bibasico $=H^2C^6Az^3Fe$, e conosciuto col nome di *acido idroferrocianico*, in cui i due equivalenti d'idrogeno possono venir sostituiti da due equivalenti di qualunque altro metallo. Alcuni Chimici, frai quali Liebig, ammettono che l'acido idroferrocianico sia, come l'acido idrocianico, l'idracido di un radicale composto, il quale peraltro non si può ottenere allo stato libero, circostanza che rende molto problematica la sua esistenza; e questo radicale ipotetico, che ha ricevuto il nome di *ferrocianogeno*, avrebbe per formula C^6Az^3Fe. Noi non intendiamo dichiarare impossibile l'esistenza di questo radicale; ma crediamo che tale ipotesi sia per lo meno superflua, mentre gli acidi idrofluoborico ed idrofluosilicico, che si conducono come l'acido idroferrocianico in tutte le loro reazioni, non vengono riguardati come idracidi di radicali composti di fluore e boro, o di fluore e silicio. Descriveremo soltanto i composti che nascono dalla reazione de'cianuri di potassio sul proto e sul sesquicianuro di ferro, e gli acidi corrispondenti.

Acido idroferrocianico $=H^2C^6Az^3Fe$ (acido ferrocianidrico) — Decomponendo il ferrocianuro di potassio con un sale di piombo solubile, si ottiene un precipitato bianco, che è il ferrocianuro di piombo $=Pb^2C^6Az^3Fe$. Trattando con idrogeno solforato questo precipitato sospeso nell'acqua, si forma solfuro di piombo insolubile, e acido idroferrocianico, che resta disciolto nel liquido, e cristallizza evaporando la soluzione fuori del contatto dell'aria.

Questo composto ha sapore e reazioni acide ben pronunziate, è solubilissimo nell'acqua e nell'alcoole; ma non ha, nè l'azione venefica, nè alcun'altra delle proprietà che distinguono l'acido idrocianico. Messo in contatto colle basi, produce i ferrocianuri, per la sostituzione di due equivalenti di metallo a due equivalenti d' idrogeno, come apparisce

dalle formule seguenti :

1 eq. Acido idroferrocianico	$H^2C^6Az^3Fe =$	H^2	C^6Az^3Fe
2 eq. Ossido metallico	$2MO =$	O^2	M^2
		H^2O^2	$M^2C^6Az^3Fe$
		Acqua	Ferrocianuro.

In contatto dell' aria non si altera allo stato secco, ma in soluzione precipita dell' azzurro di Berlino.

Ferrocianuro di potassio $= K^2C^6Az^3Fe + 3Aq$ (prussiato di potassa, prussiato giallo, cianoferruro di potassio) — Questo composto, da cui hanno origine gli altri ferrocianuri, l'acido idroferrocianico e tutti i composti cianici, si prepara in grande nelle arti facendo arroventare il carbone animale col carbonato di potassa in vasi di ferro. Il carbone destinato a quest'uso si prepara espressamente, distillando in vasi chiusi delle sostanze animali, che non contengono gran quantità di fosfati, come le unghie, il sangue, i peli, la carne secca, le scarpe vecchie ec. Il carbone che risulta dalla decomposizione di queste sostanze, e che contiene gran quantità di azoto, si mescola con un peso eguale al suo di carbonato di potassa, e si calcina fortemente in vasi di ferraccio, agitando continuamente la massa fusa con uno stangone di ferro. In questa operazione il carbonio riduce la potassa allo stato di potassio, il quale si combina col cianogeno risultante dalla combinazione del carbonio coll'azoto, formando cianuro di potassio. Nel tempo stesso un'altra porzione di cianogeno si combina col ferro del vaso, ed il cianuro di ferro unendosi al cianuro di potassio, dà origine al ferrocianuro. Terminata l' operazione, si lascia raffreddare il prodotto, poi si tratta con acqua bollente, si filtra la soluzione, si evapora e si fa cristallizzare.

Oggigiorno, essendosi osservato che facendo passare del gas azoto sopra un miscuglio di carbonato di potassa e di carbone fortemente arroventato, si ottiene del cianuro di potassio, si è profittato di questa reazione, per preparare il ferrocianuro di potassio, senza far uso di carbone animale. Il prodotto riscaldato in una caldaia di ferraccio con acqua e carbonato di ferro nativo in polvere finissima, si converte in ferrocianuro, che si ottiene assai puro e ben cristallizzato coll'evaporazione del liquido.

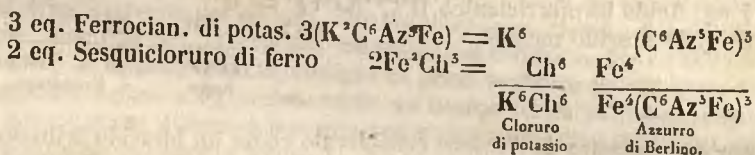
Il ferrocianuro di potassio produce de' cristalli molto voluminosi, di color giallo canarino e di bellissima apparenza, i quali hanno la formula sovraindicata. Questi cristalli con un moderato riscaldamento perdono l' acqua di cristallizzazione, e ad un' alta temperatura si decompongono ; i prodotti di tale decomposizione sono cianuro di potassio, carburo di ferro e gas azoto. Nessun reagente è capace di accusare la presenza del ferro in tale composto, sicchè non viene precipitato, nè dagli alcali, nè dai solfuri alcalini. All'ordinaria temperatura gli acidi forti scacciano l' acido idroferrocianico, e formano un sale di potassa ; ma al calore dell' ebollizione si forma un sale di potassa ed un sale di protossido di ferro, mentre si sviluppa acido idrocianico, il che s' intende

senza difficoltà, riflettendo che lo stesso acido idroferrocianico si decompone col riscaldamento in un modo analogo.

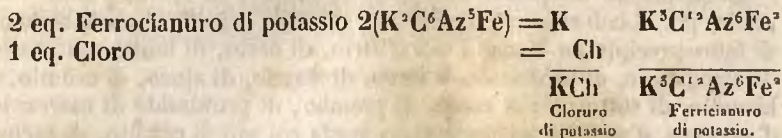
La soluzione di questo composto si adopera in chimica come reagente, per il colore caratteristico che produce coi sali di certi metalli: di fatto precipita in bianco i sali d'ittrio, di cerio, di lantano, di torio, di manganese, di protossido di ferro, di stagno, di zinco, di cadmio, di bismuto, di sottossido di rame, di piombo, di protossido di mercurio, d'argento, d'oro. Dà un precipitato verde coi sali di cobalto, di nichelio, di cromo; giallo canarino coi sali di zirconio; giallo verdastro con quelli di vanadio; turchino con quelli di sesquiossido di ferro; rosso marrone con quelli di protossido di rame; bruno con quelli di molibdeno; olivastro con quelli di palladio. Questi precipitati costituiscono i ferrocianuri de' rispettivi metalli, i quali hanno una composizione corrispondente a quella del ferrocianuro di potassio, se la base del sale adoperato è un protossido.

Il più notevole tra questi precipitati, per la sua composizione, e per le applicazioni che ha ricevuto nelle arti, è il sesquiferrocianuro di ferro, o *azzurro di Berlino*, di cui si fa un gran consumo in pittura e nell'arte tintoria. La sua formula empirica è $C^{18}Az^9Fe^7$, che si può tradurre nella formula razionale $Fe^4(C^6Az^3Fe)^3$. Si ottiene facilmente versando del ferrocianuro di potassio nella soluzione d'un sale di sesquiossido, o meglio in quella del sesquicloruro di ferro, e deriva dalla seguente reazione:

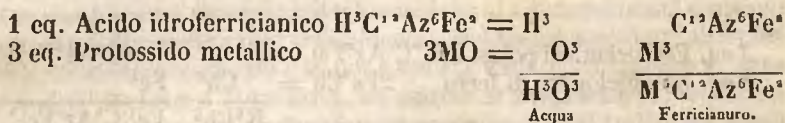
3 eq. Ferrocian. di potas. $3(K^2C^6Az^3Fe) = K^6 \quad (C^6Az^3Fe)^3$
2 eq. Sesquicloruro di ferro $\quad 2Fe^2Ch^3 = \quad Ch^6 \quad Fe^4$

K^6Ch^6 (Cloruro di potassio) $\quad Fe^4(C^6Az^3Fe)^3$ (Azzurro di Berlino.)

Acido idroferricianico $= H^3C^{12}Az^6Fe^2$ (acido ferricianidrico) — Se si fa passare una corrente di gas cloro in una soluzione di ferrocianuro di potassio, finchè saggiata coi sali di sesquiossido di ferro o col sesquicloruro di questo metallo, non dia nessun precipitato, si ottiene un liquido rosso, nel quale trovasi sospesa una sostanza verdastra. Il corpo solido non si può separare dal liquido nè col riposo, perchè non si deposita, nè colla filtrazione, perchè passa facilmente a traverso la carta; ma versandovi qualche goccia di potassa caustica, e poi filtrando, resta sul filtro del sesquiossido di ferro, ed il liquido che passa è perfettamente trasparente. Evaporato in tale stato, deposita de' bellissimi cristalli di color rosso della formula $K^3C^{12}Az^6Fe^2$. Tale composto, conosciuto in chimica col nome di *ferricianuro di potassio*, si potrebbe scindere in cianuro di potassio e sesquicianuro di ferro $= 3K(C^2Az) + Fe^2(C^2Az)^3$; ma per ragioni analoghe a quelle che abbiamo sviluppate parlando del ferrocianuro, dobbiamo considerarlo come derivante da un altro idracido formato di ferro, idrogeno e cianogeno. La reazione

del cloro sul ferrocianuro di potassio è rappresentata dalle formule seguenti:

2 eq. Ferrocianuro di potassio	$2(K^2C^6Az^3Fe)$ =	K	$K^3C^{12}Az^6Fe^2$
1 eq. Cloro	=	Ch	
		KCh Cloruro di potassio	$K^3C^{12}Az^6Fe^2$ Ferricianuro di potassio.

Decomponendo una soluzione di ferricianuro di potassio con acido idroclorico, l'uno e l'altro spogliati d'ogni traccia d'aria per mezzo dell'ebollizione, o versando nel miscuglio poche gocce di etere, l'acido idroferricianico si separa in cristallini perlacei, i quali raccolti sopra un filtro, compressi fra carta sugante, e disciolti nell'alcole, al quale si aggiunge un po'di acido solforico, per precipitare allo stato di solfato qualche traccia di potassa che potrebbero contenere, vengono di nuovo precipitati per mezzo dell'etere, poi lavati con un miscuglio di etere ed alcole, e finalmente disseccati nel vuoto.

Questo acido arrossa la carta tinta colla laccamuffa, è solubile nell'alcole e nell'acqua; ma insolubile in questi liquidi, quando sono mescolati coll'etere. Messo in contatto colle basi, produce i ferricianuri in virtù della seguente reazione:

1 eq. Acido idroferricianico	$H^3C^{12}Az^6Fe^2$ =	H^3	$C^{12}Az^6Fe^2$
3 eq. Protossido metallico	3MO =	O^3	M^3
		H^3O^3 Acqua	$M^3C^{12}Az^6Fe^2$ Ferricianuro.

E per conseguenza dev' essere considerato come un idracido tribasico.

Ferricianuro di potassio = $K^3C^{12}Az^6Fe^2$ (cianoferruro di potassio, cianoferride di potassio, prussiato rosso di potassa) — Si ottiene col metodo di sopra descritto. Cristallizza in prismi rombici di color rosso aranciato, anidri, inalterabili all'aria, solubili in 38 parti d'acqua fredda, ed in una quantità molto minore di acqua bollente, quasi insolubili nell'alcole. Molte sostanze, come l'idrogeno solforato, il rame, il ferro, il piombo, l'argento, il mercurio, lo trasformano in ferrocianuro, o prussiato giallo; il riscaldamento produce la stessa metamorfosi. La soluzione di questo composto presenta il fenomeno del dicroismo, essendo rossa per trasparenza e verde per riflessione. Coi sali di sesquiossido di ferro non dà precipitato alcuno; ma precipita in azzurro quelli di protossido, come pure il protocloruro di questo metallo. Abbiamo veduto che il prussiato giallo produce un fenomeno inverso, ond' è che questi due reagenti si adoperano in chimica per distinguere i sali di protossido di ferro da quelli di sesquiossido. Il precipitato azzurro prodotto dal prussiato rosso coi sali di protossido di ferro, sebbene simile per il colore a quello che produce il prussiato giallo co'sali di sesquiossido, ne differisce per la composizione. La sua formula è $Fe^3C^{12}Az^6Fe^2$, ed il

suo nome scientifico è ferricianuro di ferro; nelle arti si chiama *azzurro di Parigi*, o *di Turnbull*. La sua composizione corrisponde a quella del ferricianuro di potassio o dell'acido idroferricianico, in cui tre equivalenti di potassio o d'idrogeno sono sostituiti da tre equivalenti di ferro.

MINERALI DI FERRO

I minerali che si trattano per estrarre il ferro che vi è contenuto, sono quelli che contengono questo metallo allo stato di ossido. Gli altri o sono rari, o richiedono un trattamento difficile e per conseguenza troppo dispendioso, o finalmente producono un ferro di cattiva qualità ed improprio alla maggior parte degli usi. Quelli che si adoperano sono i seguenti:

Ferro nativo — Il ferro metallico si trova qualche volta nel regno minerale in masse isolate, alcune delle quali sono di una grandezza enorme. Queste masse di ferro hanno tale somiglianza colle pietre meteoriche, che cadono ai giorni nostri dall'atmosfera, sia per i caratteri esterni, sia per la composizione chimica, che tutti convengono nel riguardarle come pietre meteoriche, o areoliti di origine estranea al nostro pianeta. Gli areoliti talvolta sono delle masse di ferro metallico mescolato ad una certa quantità di nichelio, tal altra il ferro si trova in quantità molto minore disseminato nella loro massa. L'analisi degli areoliti è stata fatta da Chimici valentissimi, i quali vi hanno trovato del ferro e talvolta del cobalto, del nichelio, del cromo, del manganese, dello stagno, del rame, del solfo, del carbonio, del fosforo, del silicio, ed appena qualche vestigio di certa sostanza particolare, che Berzelius inclina a riguardare come un nuovo corpo semplice. Talune di queste masse di ferro meteorico contengono del ferro così puro, che si può immediatamente lavorare, senza bisogno di sottoporlo ad altro trattamento. I Mori del Senegal si servirono per lungo tempo d'una immensa massa di ferro meteorico per farne varii utensili, ed il ferro di cui fecero uso i popoli antichi aveva probabilmente la stessa origine.

Ossido magnetico, o ferro ossidulato — Si trova talvolta cristallizzato in forme del sistema cubico, ma più spesso amorfo ne' terreni antichi e particolarmente nel micascisto. Allo stato puro è di color grigio nerastro, magnetico e spesso magnetico polare, ed ha una densità di 5,09. È un minerale ricco, che fornisce un ferro di eccellente qualità, e la più gran parte del ferro svedese si estrae da un minerale di questa natura.

Sesquiossido anidro — Se ne conoscono due varietà:

(a) Ferro oligisto — Si trova in filoni ne' terreni antichi, e cristallizza in forme del sistema esagonale. I suoi cristalli sono durissimi, di color grigio d'acciaio, spesso magnetici, perchè racchiudono delle tracce di ferro ossidulato, e colla triturazione si riducono in una polvere di color rossastro. Il minerale dell'Isola dell'Elba, che si lavora nelle ferriere toscane è di questa natura.

(*b*) Ematite rossa — Si presenta in masse mammellonari radiate di color rosso scuro. Questo minerale è impiegato nelle ferriere del nord della Germania.

Sesquiossido di ferro idrato — È il più abbondante tra' minerali di ferro, e si presenta ne' terreni più antichi come ne' più moderni. Talvolta si trova cristallizzato in cubi per *epigenia*, e deriva dall' ossidazione della pirite, la quale si trasforma in ossido idrato, conservando la sua forma cristallina. Si conoscono le seguenti varietà:

(*a*) Ematite bruna — Si trova in masse concrete di color bruno, che formano de' filoni ne' terreni antichi ed in quelli di transizione. Abbonda ne' Pirenei.

(*b*) Minerale di ferro in grani — Si presenta in granellini formati di strati concentrici, che contengono da 40 a 85 per 100 di ossido di ferro, da 10 a 15 di acqua, della silice, dell'allumina e del perossido di manganese, che talvolta arriva a 15 per 100. Forma degli ammassi nel terreno giurassico e ne' terreni terziarii medii alternanti coll'argilla, colla sabbia silicea, e col grès.

(*c*) Minerale oolitico — Si compone di granellini, per l'ordinario agglutinati insieme e composti di sesquiossido di ferro idrato, di silicato e di alluminato di ferro. Si trova nel terreno giurassico, e fa parte di certe rocce conosciute col nome di *ooliti*, per la somiglianza che presentano colle uova de' pesci.

(*d*) Etite, o ferro ossidato geodico — Pezzi globulari di color giallo, che nel centro racchiudono un nucleo argilloso, ordinariamente mobile. Questo minerale è prodotto dalle infiltrazioni ferruginose, le quali hanno depositato del perossido di ferro idrato in strati concentrici sopra un nucleo di argilla, che disseccandosi è diminuito di volume, ed è restato isolato.

Carbonato di ferro — Abbraccia le seguenti varietà:

(*a*) Ferro spatico — Sostanza di color bianco giallognolo, cristallizzata in romboedri aventi una densità di 3,8, spesse volte mescolata coi carbonati di manganese e di magnesia. In contatto dell' aria si decompone lentamente, trasformandosi in sesquiossido idrato, e cedendo acido carbonico, il quale disciolto nell'acqua, trasforma il carbonato di magnesia in bicarbonato solubile, e lascia per residuo un minerale più ricco e più puro. In tale stato è ricercatissimo, perchè produce del ferro di ottima qualità, il quale contiene spesso del manganese, e si presta benissimo alla fabbricazione dell'acciaio.

(*b*) Ferro carbonato compatto, o litoide — Sostanza compatta, di color grigio nerastro, colla quale spesso trovasi mescolata dell'argilla bituminosa, del fosfato di calce o di ferro, delle piriti, e talvolta del solfuro di zinco. Si trova ora in rognoni schiacciati di varia grandezza, composti di carbonato di ferro argilloso e disseminati nel litantrace o nell' argilla che l'accompagna, ora stratificato ne' terreni litantraciferi. Sebbene il ferro che si estrae da questo minerale sia di qualità mediocre, le condizioni che accompagnano la sua giacitura ne fanno una sostanza preziosa, perchè trovandosi associato col combustibile, non cagiona spese di

estrazione. Il minerale in rognoni è più ricco e più puro di quello in strati, ed abbonda soprattutto in Inghilterra.

Preparazione del minerale. — Si è già detto che i soli minerali che s'impiegano per l'estrazione del ferro sono gli ossidi liberi, ovvero combinati coll'acqua o coll'acido carbonico; e siccome la più piccola traccia di solfo, di fosforo o di arsenico alterano notabilmente la qualità del ferro sotto il rapporto della tenacità e della malleabilità, non vengono mai trattati que'minerali che contengono una certa quantità di questi corpi sotto qualunque forma. In metallurgia si distinguono i minerali di ferro in *minerali in roccia* ed in *minerali terrosi*, perchè richiedono un trattamento preparatorio diverso. I minerali in roccia vengono prima tostati in contatto dell'aria, operazione il cui oggetto è quello di scacciarne l'acqua o l'acido carbonico, e di disgregarli per renderli porosi e per conseguenza permeabili ai gas riduttori. I minerali terrosi si lavano semplicemente per ispogliarli della più gran parte dell'argilla che contengono. Questa operazione, talune volte si effettua in un modo semplicissimo, agitando la sostanza in contatto dall'acqua per mezzo d'una pala; ma più spesso viene eseguita in certe casse di legno o di ferraccio, nelle quali s'introduce l'acqua ed il minerale, e si agita per mezzo di un albero di legno mosso da una ruota idraulica. Terminata l'operazione, si apre una porta laterale, per dare scolo all'acqua, che porta via l'argilla che vi era sospesa.

FABBRICAZIONE DEL FERRO

Abbiamo veduto che l'ossido di ferro, riscaldato in contatto del gas idrogeno, si riduce facilmente allo stato metallico al semplice calore d'una lampada a spirito di vino. Se invece d'idrogeno s'impiega il carbonio o l'ossido di carbonio come corpo riduttore, l'ossido di ferro si decompone con eguale facilità; ma siccome l'ossido nativo trovasi quasi sempre mescolato a quantità variabili di argilla, cioè di silice e di allumina, il ferro ridotto trovandosi allo stato di polvere, non si potrebbe separare dalla matrice argillosa. Intanto se si riscalda il minerale di ferro ad un'altissima temperatura in contatto d'un corpo riduttore, l'ossido in parte si riduce allo stato metallico, ed in parte combinandosi colla silice e coll'allumina, forma un doppio silicato fusibile, sicchè si ottiene una massa di ferro poroso imbevuta di questo silicato fuso a guisa di spugna. Battendo questo ferro con un grosso maglio, le particelle metalliche si saldano insieme, e la materia fusa viene scacciata in forma di scorie. Questo trattamento, conosciuto col nome di *metodo catalano*, presenta il gran vantaggio di dare immediatamente del ferro malleabile, e di non richiedere una temperatura molto elevata; ma all'incontro, acciò si possa utilmente applicare, è necessario che concorrano certe particolari condizioni, le quali trovandosi raramente riunite, rendono limitatissima l'applicazione del metodo anzidetto; ed in vero se il minerale contenesse solfo, fosforo o arsenico, queste impurità si accumulerebbero nel metallo ridotto, e si otter-

rebbe un ferro di pessima qualità. D'altra parte siccome una porzione dell'ossido di ferro si combina in pura perdita colla silice e coll'allumina, per formare un doppio silicato, questa perdita sarà tanto più considerevole per quanto maggiore è la quantità di matrice argillosa contenuta nel minerale, o in altri termini per quanto esso è più povero di ossido di ferro.

Quando il minerale è molto argilloso, e per conseguenza povero di ferro, vi si mescola una certa quantità di carbonato di calce, il quale formando coll'argilla un doppio silicato di calce e di allumina, lascia l'ossido di ferro allo stato libero, e migliora la qualità del ferro ridotto, spogliandolo della più gran parte del solfo e del fosforo. Ma d'altra parte il doppio silicato di calce, essendo assai meno fusibile di quello di ferro, richiede una temperatura molto più elevata, per acquistare il grado di liquidità conveniente. In tal caso il trattamento si fa in certi apparecchi di enormi dimensioni, che si chiamano *forni fusorii* (1). Il ferro a quell'alto grado di calore si combina col carbonio del combustibile, e si trasforma in ghisa, la quale ha bisogno di essere sottoposta ad altre operazioni per convertirsi in ferro dolce. Malgrado questi svantaggi, il metodo dei forni fusorii è quello che si pratica di preferenza, mentre è il solo che permetta di trar profitto d'ogni specie di minerali. Da ciò adunque si deduce che nel metodo catalano bisogna impiegare de' minerali ricchi di ossido di ferro e puri, e si ottiene per prodotto del ferro scevro di carbonio ed una scorie composta di silice, allumina e protossido di ferro. Co' forni fusorii invece si trattano i minerali poveri, ai quali si mescola una certa quantità di carbonato calcare, e si ottengono per prodotti del ferro combinato col carbonio allo stato di ghisa, ed una scorie composta di silice, calce ed allumina con qualche traccia insignificante di ossido di ferro. Sicchè col metodo catalano il trattamento è più semplice e più economico, ma si perde una gran quantità di metallo; mentre con quello de' forni fusorii l'operazione è più complicata e più dispendiosa, ma si ottiene in compenso tutto il ferro che il minerale può dare.

Metodo catalano — Abbiamo veduto che nel metodo catalano una porzione dell'ossido di ferro si riduce allo stato metallico, mentre un altra combinandosi colla silice e coll'allumina, si converte in scorie. Il metallo ridotto, trovandosi durante tutto il corso dell'operazione in contatto del doppio silicato allo stato di fusione, non può convertirsi in ghisa, perchè il carbonio di quest'ultima sostanza sarebbe trasformato in ossido di carbonio dall'ossido di ferro della scorie. Questa è la ragione per cui il metallo ridotto col metodo catalano si trova alla fine dell'operazione allo stato di ferro dolce. Peraltro la quantità di ferro che si perde è molto considerevole, mentre sebbene non si faccia uso

(1) *Hauts fourneaux* de' Francesi.
La nomenclatura di cui ci serviremo in tutto ciò che riguarda la fabbricazione del ferro, è quella che si usa nelle ferriere toscane; ma siccome non s'impiegano gli stessi nomi nelle ferriere delle altre parti d'Italia, per evitare ogni equivoco, aggiungeremo in nota i vocaboli francesi corrispondenti.

che di minerali molto ricchi, questi ne' casi più favorevoli non producono mai più del terzo del loro peso di ferro metallico. La composizione delle scorie ottenute nelle ferriere catalane può dare un' idea della gran quantità di metallo che si perde con questo metodo. Le seguenti analisi sono state fatte da Berthier:

Silice	31,1	24,8
Protossido di ferro . . .	31,4	61,0
Protossido di manganese	27,4	3,2
Calce.	3,2	3,0
Magnesia.	2,4	1,6
Allumina.	3,6	7,4
	99,1	101,0

Nelle ferriere alla catalana il crogiuolo in cui si opera la riduzione è uno spazio quadrangolare, che ha per l'ordinario una profondità di circa 70 centimetri. La *fig. 53* rappresenta la sezione verticale d' una di queste ferriere, in cui il crogiuolo è indicato dalla lettera M; la *fig. 53'* indica la sezione orizzontale. Il fondo, o *bacino* della predetta cavità, è formato da uno strato di scorie e di argilla ricoperto con una pietra di granito; le pareti laterali sono rivestite internamente da pezzi di ferraccio molto grossi. Per attivare la combustione, si fa arrivare obbliquamente dall' alto in basso una corrente d'aria in questo crogiuolo per mezzo d' un *ugello* (1) di rame *o* inclinato sotto un angolo di 35° a 40°. L'aria viene spinta nell'ugello da una macchina soffiante per mezzo d' una canna di rame *n* legata al *portavento* G con un tubo di cuoio.

La macchina soffiante è costruita di legno, e si compone d'un bacino superiore A, che riceve l' acqua da una sorgente naturale, di due alberi internamente incavati B, i quali hanno un'altezza di circa 6 metri, e colla loro estremità superiore penetrano nella cavità del bacino A; e finalmente d' una cassa inferiore C, in cui vanno ad inserirsi le estremità inferiori de' due alberi B. Questa cassa C è munita di due aperture, delle quali l'una D alla parte inferiore serve a dare scolo all' acqua, l'altra situata alla parte superiore comunica col cilindro EF, che termina nel portavento G. Nell'orifizio superiore de' due alberi cavi B penetrano in direzioni convergenti due tavolette di legno *a a*, formandovi una specie d'imbuto. Verso la parte superiore di ciascuno degli alberi B vi sono de' fori laterali *c*, *c* inclinati dall'esterno all'interno, che si chiamano *aspiratori*. L' acqua del bacino superiore A penetra nelle cavità de' due alberi verticali, e scende nella cassa C, trascinando l'aria esterna, che viene aspirata dalle aperture *c c*. La colonna liquida cadendo, si rompe sulle mensole *d d*, e scappa fuori per mezzo dell'apertura inferiore, mentre l'aria aspirata viene spinta con impeto nel crogiuolo per mezzo del cannello *n*. Si regola a piacere la forza della cor-

(1) *Tuyère*

rente d'aria, alzando, o abbassando il cuneo *g* fissato all'estremità d'una leva che si mette in movimento per mezzo d'una catena attaccata all'altro braccio, e che scende sino al piano dell'officina.

Premessa questa breve descrizione, passiamo ad esaminare le operazioni con cui si riduce il minerale di ferro. S'introduce del carbone acceso nel crogiuolo, indi per mezzo d'una lastra di ferraccio si divide la cavità in due compartimenti, in modo che quello dal lato dell'ugello sia presso a poco doppio dell'altro che resta dal lato opposto. Nel compartimento più piccolo s'introduce il minerale in frammenti della grossezza d'una noce, e nel compartimento maggiore s'introduce il carbone vegetabile. Caricato in tal modo il crogiuolo, si ritrae la lastra di ferraccio, il cui oggetto era d'impedire che il minerale ed il combustibile si mescolassero insieme, e si comincia a fare agire la macchina soffiante, lentamente da principio, ma con maggior forza in prosieguo. Il carbone bruciandosi in contatto dell'aria che affluisce dall'ugello, si converte in acido carbonico; ma l'acido carbonico prodotto incontrando il carbone acceso, si trasforma in ossido di carbonio, che riduce l'ossido di ferro in ferro metallico, mentre un'altra porzione d'ossido si combina colla silice e coll'allumina, per formare una scorie fusibilissima, la quale cola nel bacino inferiore del crogiuolo, d'onde si estrae sturando un piccolo foro destinato a tal uso. Nel tempo stesso un lavorante per mezzo d'una *verzella* (1) di ferro riunisce il metallo ridotto che trovasi nella massa agglutinata, e ne fa un pane che porta sotto il maglio. La scorie viene spremuta, essendo liquida a quella temperatura, ed il ferro diviene compatto. Allora si divide il pane in due, e poi in quattro parti eguali, che si lavorano separatamente e si stirano in barre.

Il maglio che s'impiega nelle ferriere alla catalana si compone di una *bocca* (2) di ferraccio P (*fig. 54*) del peso di circa 600 chilogrammi assicurata ad un manico di legno cerchiato di ferro, il quale gira su due *aguigli* (3) fissati ad un pezzo di ferraccio H. Quattro *palmole* (4) *b,b,b,b* disposte ad eguali distanze sull'albero d'una ruota idraulica, servono a sollevarlo. Per moltiplicare il numero de'colpi, che dev'essere di 100 a 125 per minuto, si fa rimbalzare la coda del maglio sopra una grossa pietra messa al disotto, e che si chiama *ribatteri* (5). L'incudine di ferro S è incastrata in un pezzo di ferraccio esso stesso incassato in un grosso ceppo di legno, o in un sasso di granito infossato nel suolo dell'officina.

Ciascuna operazione delle ferriere catalane dura ordinariamente 6 ore, e produce da 140 a 150 chilogrammi di ferro commerciale, consumando 470 chilogrammi di minerale e 500 chilogrammi circa di carbone vegetabile.

Forni fusorii—La riduzione per mezzo de'forni fusorii è, come si è detto, applicabile a qualunque specie di minerali, e cagiona piccola

(1) *Ringard*
(2) *Panne*
(3) *Tourillons*
(4) *Cames*
(5) *Rabat*

perdita. Per le ragioni che altrove abbiamo esposte, si richiede con questo metodo un' altissima temperatura, di modo che il ferro, combinandosi con una certa quantità di carbonio, si converte in ghisa, che è molto più fusibile del ferro puro.

Il forno fusorio ha la forma di due coni troncati, riuniti per le loro basi (*fig.* 55). Il cono superiore ha un'altezza presso a poco tripla di quella del cono inferiore, e costituisce la *camicia* (1) del forno: la parte superiore G della camicia si chiama *bocca* (2), alla quale è sovrapposto uno spazio cilindrico F, che fa da *camino* (3). In questo camino vi sono una o più aperture per mezzo delle quali s'introduce il minerale ed il combustibile. Il cono inferiore B è conosciuto col nome di *sacca* (4), e termina inferiormente in uno spazio prismatico E, che si chiama *presura* (5) chiuso lateralmente da quattro pareti, tre delle quali scendono verticalmente sino al fondo del *crogiuolo* (6), mentre la quarta *t* si arresta ad una certa distanza dal piano, lasciando un'interruzione di pochi decimetri. Questa parete *t*, che si chiama *caldatore* (7), è solidamente assicurata sopra sbarre di ferro sostenute dalle pareti laterali. Sottoposto alla presura trovasi il crogiuolo D, il quale consiste in uno spazio quadrangolare formato dal prolungamento delle pareti della presura, salvo da una sola parte corrispondente al caldatore, ove come s'è detto, rimane un'interruzione, innanzi alla quale è situata una pietra di granito di figura prismatica *d*, di modo che la parte anteriore del crogiuolo lascia uno spazio tra la pietra ed il caldatore, che chiamasi *scodella* (8). La pietra prismatica *d* si chiama *pezza* (9). La parte posteriore e le due laterali della presura sono munite ciascuna di un' apertura, che dà passaggio ad un ugello, da cui penetra l'aria che serve ad alimentare la combustione.

L'interna superficie del forno fusorio, dovendo per la durata d' una intiera *campagna* (10), che suol essere di 2 a 6 anni, sostenere una temperatura elevatissima, è rivestita d'un intonaco infusibile e poco attaccabile dalle scorie fuse che vi si radunano, massimamente nella presura. Questo intonaco nel cono superiore o camicia, ove la temperatura è comparativamente poco elevata, e per conseguenza insufficiente a fondere la matrice del minerale, si compone di tre strati: il primo ossia l' interno *ii'* è di mattoni refrattarii, il secondo è formato di scorie acciaccate, il terzo *ll'* è di mattoni ordinarii. Il cono inferiore e la presura, ove la temperatura è molto più elevata, sono ricoperti internamente da uno strato di pietre quarzose di difficilissima fusione, ed il crogiuolo egualmente.

Gli ugelli de' forni fusorii sono de' tubi conici *abcd* (*fig.* 56) di ferraccio, o di rame formati da un doppio inviluppo, in modo che tra il tubo interno e l'esterno rimane uno spazio, nel quale si fa circolare dell'ac-

(1) *Cuve*
(2) *Gueulard*
(3) *Cheminée*
(4) *Etalage*
(5) *Ouvrage*
(6) *Creuset*
(7) *Tympe*
(8) *Avant-creuset*
(9) *Dame*
(10) *Campagne*

qua, che raffreddando continuamente il metallo, ne impedisce la fusione: l'acqua entra dal tubo t, ed esce dal tubo t'. In ciascun ugello penetra una *canna* (1) che per mezzo di un tubo di cuoio è messa in comunicazione colla macchina soffiante. La macchina soffiante de' forni fusorii si compone d'un grosso cilindro di ferraccio ben calibrato internamente, nel quale si alza e si abbassa uno stantuffo, messo in movimento per mezzo d'una macchina a vapore. Questo cilindro porta quattro aperture, due delle quali comunicano coll'aria esterna, mentre le due altre comunicano colle canne che spingono l'aria negli ugelli: queste aperture sono chiuse da valvole, che si aprono in senso contrario, di modo che ad ogni colpo di stantuffo l'aria esterna penetra nel corpo del cilindro, ed è cacciata con impeto nella presura del forno fusorio. La *fig.* 57 rappresenta la sezione verticale d'uno di questi apparecchi, in cui sono da notarsi le seguenti parti:

A Corpo del cilindro.

P Stantuffo.

c c Aperture per mezzo delle quali viene aspirata l'aria esterna nella cavità del cilindro A. Entrambe sono munite di valvole che si aprono da fuori in dentro.

c' c' Aperture per mezzo delle quali l'aria è spinta dalla cavità del cilindro A nello spazio B, e di là nelle canne per mezzo del tubo *o*. Esse sono munite di valvole, che si aprono da dentro in fuori.

Suppongasi ora che lo stantuffo si abbassi, è chiaro che l'aria contenuta nel cilindro al di sopra dello stantuffo si dilaterà, e l'aria esterna accorrerà a riempire il vuoto prodotto, passando per l'apertura *c*. Nel tempo stesso l'aria contenuta nel cilindro A al di sotto dello stantuffo, comprimendosi, sarà spinta per l'apertura *c'*, obbligando la valvola ad aprirsi. Se lo stantuffo s'innalza, l'aria esterna verrà aspirata dall'apertura *c*, e sarà spinta verso gli ugelli per l'apertura *c'*; dal che si deduce che lo stantuffo, movendosi tanto dall'alto in basso, quanto dal basso in alto, aspira l'aria esterna e la spinge nelle canne, di modo che con questo movimento alternativo si ottiene una corrente continua. Si è osservato per altro che la corrente d'aria s'indebolisce a dati intervalli, tutte le volte che lo stantuffo, arrivato all'estremità della corsa, cambia la direzione del suo movimento, il che produce delle intermittenze, che esercitano un'influenza nociva al regolare andamento dell'operazione. Si può rimediare a tale inconveniente frapponendo tra il cilindro soffiante e le canne un vasto serbatoio B, il quale regolarizza la corrente d'aria, rendendola sensibilmente uniforme.

La gran massa d'aria, che bisogna introdurre nel forno fusorio per mantenere ed avvivare la combustione, sottrae una quantità di calorico tanto maggiore, per quanto più elevata è la temperatura delle materie solide con cui viene in contatto, e produce per conseguenza un notabile raffreddamento. Ciò deve naturalmente ritardare la fusione delle sostanze, e cagionare maggior consumo di combustibile. Per attenuare questo

(1) *Buse*

inconveniente, nella maggior parte delle officine s'introduce dell'aria precedentemente riscaldata ad una temperatura di 200 o 300 gradi, profittando del calore prodotto dallo stesso combustibile che brucia nel forno fusorio, nel modo che appresso diremo.

Per mettere in azione un forno fusorio costruito di nuovo, o recentemente risarcito, si comincia dal riscaldarlo moderatamente per mezzo di fascine accese, che si collocano nella scodella e nel crogiuolo, in modo che l'aria calda, passando nell'interna cavità del forno, che fa l'ufficio di camino, porti via la più gran parte dell'umidità. Si continua in tal modo per qualche giorno, indi si accende del carbone nel crogiuolo, poi si empie la presura, la sacca e finalmente tutta la cavità del forno, senza mettervi ancora il minerale. La disseccazione suol durare da 12 a 15 giorni, scorso il quale intervallo, si comincia ad introdurre col combustibile una piccola quantità di minerale, che si va gradatamente aumentando. Quando nella presura si comincia a vedere del metallo ridotto, si dà il vento, moderatamente sulle prime; ma poi si aumenta a grado a grado, finchè a capo di 2 o 3 giorni abbia acquistata la sua forza naturale.

Il minerale che si tratta nel forno fusorio si compone di ossido di ferro e di matrice. Le reazioni chimiche, che si stabiliscono in questo vasto apparecchio riduttore, trasformano l'ossido di ferro in ferro carburato, o ghisa. Per effettuare la separazione della ghisa dalla matrice, è necessario che l'una e l'altra siano riscaldate ad una temperatura capace di fonderle. Intanto la matrice de'minerali ferriferi è per l'ordinario dell'argilla, talvolta del quarzo, tal'altra del carbonato di calce, sostanze che isolatamente sono infusibili. L'argilla ed il quarzo, combinandosi coll'ossido di ferro, producono de'composti fusibili; ma non si potrebbe ricorrere ad un tale espediente, senza perdere inutilmente una gran quantità di metallo. È necessario adunque mescolare col minerale delle sostanze di nessun valore, ma capaci di combinarsi colla matrice, invece dell'ossido di ferro, per formare de'composti che non siano di una fusione troppo difficile. Se la matrice è argillosa, vi si mescola una certa quantità di carbonato calcare; se invece la matrice è calcare, vi si mescola dell'argilla; il carbonato calcare che si adopera a quest'uso si chiama *fondente calcare* (1), l'argilla *fondente argilloso* (2). Il composto fusibile che si forma per la reazione dell'argilla sulla calce porta il nome di *loppa* (3). Le loppe più fusibili sono quelle in cui l'ossigeno della silice è doppio di quello delle basi, calce ed allumina. Per sodisfare a tale condizione la loppa dovrebbe avere la composizione indicata dalla formula $Al^2O^3,3CaO+4SiO^3$, e nella pratica bisogna che il rapporto tra il fondente ed il minerale sia regolato a norma di tale principio.

Il combustibile, di cui si fa uso pe'forni fusorii, è il carbone vegetabile o il *coke*, raramente le legna. Quando la scelta è indifferente, e non è determinata da ragioni particolari, il carbone vegetabile di buo-

(1) *Castine* (2) *Herbue* (3) *Laitier*

na qualità dev'essere preferito ad ogni altro combustibile, perchè lascia per residuo della sua combustione poca cenere facilmente fusibile, e non introduce nella ghisa nessun corpo estraneo capace di alterarne le proprietà. Il *coke* al contrario contiene delle piriti, e spesso in quantità ragguardevole, le quali disciogliendosi nella ghisa fusa, producono un ferro solfureo e di cattiva qualità. Malgrado questo inconveniente, il *coke* viene spessissimo adoperato in quei paesi ove abbonda il carbon fossile e scarseggia il combustibile vegetabile, come in Inghilterra, ove tutti i forni fusorii si riscaldano per mezzo del *coke*. D'altronde si è trovato il modo di attenuare l'inconveniente testè rammentato, modificando la proporzione del fondente, le dimensioni del forno, e la quantità del vento.

Quando si fa uso di combustibile vegetabile, le migliori proporzioni tra il fondente ed il minerale sono quelle che producono il silicato di calce e di allumina più facilmente fusibile, che come abbiamo veduto, deve contenere una quantità di silice, il cui ossigeno sia doppio di quello delle basi. Quando si adopera il *coke*, il fondente calcare deve avere ancora un altro oggetto, cioè quello di spogliare la ghisa della più gran parte del solfo, e di trascinarlo colle loppe allo stato di solfuro di calcio. Per questa ragione si adopera nell'ultimo caso una quantità di fondente calcare molto maggiore, e tale da produrre colla matrice argillosa un composto, in cui l'ossigeno della silice sia sensibilmente eguale a quello delle basi. Per soddisfare a tale indicazione, bisognerebbe che la silice, la calce e l'allumina fossero nel rapporto indicato dalla formula $Al^2O^3,3CaO+2SiO^3$. Per dare un'idea della differenza di composizione che presentano le loppe, a seconda del combustibile impiegato, crediamo utile di riferire le seguenti analisi fatte da Berthier:

	Loppe provenienti da minerali di ferro ossidato trattati col carbone vegetabile			Loppe di forni riscaldati per mezzo del *coke*.	
Silice	44,4	60,0	30,0	35,4	46,6
Calce	28,4	20,6	19,6	38,4	28,3
Magnesia	1,6	7,2	2,4	1,5	»
Allumina	17,0	7,4	26,0	16,2	18,8
Protossido di ferro . . .	4,4	3,0	5,0	1,2	1,8
Protossido di manganese.	2,0	3,6	»	2,6	2,6
Solfo	»	»	»	1,4	1,2
	97,8	101,8	98,8	96,7	99,3.

D'altronde a misura che si aumenta la quantità di calce, le loppe che si ottengono sono meno fusibili, sicchè per ridurle al grado conveniente di fluidità, bisogna riscaldare ad una temperatura molto più elevata, che si ottiene aumentando le dimensioni del forno, e bruciando maggior quantità di combustibile nello stesso intervallo di tempo. Di qui avviene che mentre i forni a carbone sogliono avere un'al-

tezza di 6 a 12 metri, quella de'forni a *coke* arriva a 18 e 20 metri, e talvolta anche più. Per far sì che in un tempo dato si consumi maggior quantità di combustibile, è necessario dall'una parte aumentare la carica del combustibile rispetto a quella del minerale, dall'altra introdurre nello stesso tempo maggior quantità d'aria, aumentando la pressione, il numero e la sezione delle canne. Per questa ragione i forni a *coke* portano tre ugelli, mentre quelli a carbone ne hanno due e talvolta uno solo, e la quantità d'aria che s'introduce ne' primi è di 80 a 100 metri cubici per minuto, mentre gli ultimi ne ricevono appena 40 nello stesso intervallo.

Premessa questa breve descrizione sulla forma degli apparecchi, e sulla natura de'materiali che s'impiegano, passiamo ad esaminare le reazioni chimiche che si stabiliscono tra il combustibile, il minerale e l'aria atmosferica. In un forno fusorio dobbiamo considerare separatamente due colonne, l'una delle quali gassosa, è l'aria atmosferica, che spinta dagli ugelli s'innalza verso la bocca del forno; l'altra formata di sostanze solide (minerale, fondente, combustibile) introdotta dalla bocca, scende in direzione contraria. Ebelmen in un importante lavoro, che ha pubblicato sulla composizione de'gas de'forni fusorii, ha dato le analisi delle sostanze gassose raccolte nelle diverse regioni del forno, ed ha fornito per tal modo i dati più positivi intorno alla teorica de'forni fusorii. Il piano di un libro elementare non permettendoci di esporre minutamente i risultati da lui ottenuti, ci limiteremmo a citare le conseguenze che ne ha dedotte.

L'aria calda spinta con forza dalla macchina soffiante, arriva nella presura, ove trovandosi in grande eccesso rispetto al carbone, produce una combustione attivissima ed una temperatura immensamente elevata. Inoltre siccome l'ossigeno predomina in questa regione, si forma una gran quantità di acido carbonico; ciò non ostante siccome rimane dell'ossigeno non combinato, la combustione, sebbene meno attiva, si propaga ancora nella parte inferiore della sacca. Nella stessa regione ed un po' al di sopra, tutto l'ossigeno si trova consumato, quindi arriva un miscuglio gassoso di azoto ed acido carbonico; quivi per conseguenza non può aver luogo combustione; ma il gas trovandosi riscaldato ad un'altissima temperatura, cede alle materie solide che incontra porzione del suo calorico, che basta ad arroventarle. A quel grado di calore il fondente calcare si decompone, sviluppando acido carbonico, che si mescola a quello prodotto dalla combustione del carbone. Nel tempo stesso l'acido carbonico in contatto del carbone rovente si trasforma in ossido di carbonio, e questo dal suo canto riduce l'ossido di ferro allo stato metallico, ripassando allo stato di acido carbonico. Gli stessi fenomeni si riproducono alternativamente, finchè il gas incontra una temperatura sufficientemente elevata, cioè fino alla parte inferiore della camicia, e finalmente si sviluppa dalla bocca. Le materie gassose, contenendo una forte proporzione d'ossido di carbonio e d'idrogeno, sono eminentemente combustibili, ond'è che all'accostarvi di un lume acceso s'infiammano, e continuano a bruciare

con fiamma cerulea, sviluppando una gran quantità di calorico. Secondo l'analisi di Ebelmen, esse sono formate da

Acido carbonico . . . . . :	12,9
Ossido di carbonio	23,5
Idrogeno (1)	5,8
Azoto.	57,8
	100,0

La quantità di calorico che si può ottenere dalla combustione di questo miscuglio gassoso, al quale si dà il nome di *fiamme perdute*, è quasi doppia di quella che s'impiega nel forno fusorio per la riduzione e la fusione del metallo. Per conseguenza due terzi del calorico si perdono, e solo un terzo o poco più viene utilizzato. Oggigiorno in molte officine queste fiamme perdute vengono dirette in apparecchi particolari, ove bruciate in contatto dell'aria, servono a riscaldare la macchina a vapore, che dà il movimento alla macchina soffiante, o l'aria che alimenta la combustione del forno, o finalmente s'impiegano per trasformare la ghisa in ferro duttile.

Il minerale di ferro ed il combustibile, introdotti alternativamente dalla bocca del forno, si dispongono regolarmente in strati orizzontali, i quali dalla parte superiore scendono verso l'inferiore, a misura che gli strati sottoposti si consumano. Lungo questo cammino incontrano una temperatura gradatamente crescente e de'gas eminentemente riduttori, sicchè cominciano a disseccarsi nella bocca, e continuano nella parte superiore della camicia. Giunti alla parte inferiore della camicia, incontrano una temperatura capace di arroventarli leggermente, sicchè l'ossido di ferro si riduce allo stato metallico. Di là arrivano nella sacca, ove la temperatura è più elevata: il fondente calcare si decompone, sviluppando acido carbonico, e lasciando un residuo di calce caustica, la quale reagisce sulla silice e sull'allumina del minerale, formando un doppio silicato, e nel tempo stesso le particelle metalliche del ferro ridotto si combinano col carbonio, trasformandosi in ghisa. Finalmente questo miscuglio discende nella presura, ove si fonde tanto la ghisa quanto la loppa, e colano entrambe nel crogiuolo, ove si separano in ragione della loro densità, restando la loppa alla parte superiore, il metallo alla inferiore. Siccome per altro il volume della loppa è cinque o sei volte maggiore di quello della ghisa, ben presto si accumula in quantità così grande da empire tutta la cavità del crogiuolo, ed arrivata al lembo superiore della pezza, trabocca, e scorre lungo il piano inclinato *db*, d'onde appena solidificata, un lavorante la distacca per mezzo d'un arnese di ferro, che chiamasi *rasparola* (2). Quando il crogiuolo è quasi pieno di ghisa, il che ha luogo dopo 12 o 24 ore, si apre un foro chiamato *foro della scea* (3), il qua-

(1) L'idrogeno deriva dall'azione dell'umidità sul carbone.
(2) *Croird* (3) *Trou de la coulee*

le è situato alla parte laterale della pezza, e resta chiuso in tutto il tempo dell'operazione per mezzo dell'argilla. La ghisa fusa scorre in un canale longitudinale, d'onde si distribuisce in alcune *forme* (1) di sabbia apparecchiate sul piano dell'officina, e si solidifica in pani di varia grandezza, che si mandano alle fonderie, per essere gettati di seconda fusione; mentre gli oggetti grossolani, che non richiedono precisione di lavoro, vengono gettati colla ghisa di prima fusione. In tal caso si attinge il metallo fuso nel crogiuolo stesso del forno fusorio per mezzo di grandi ramaioli di ferro ricoperti internamente da un intonaco di argilla, che si chiamano *sgomarelli* (2), e si va a gettare nelle forme già preparate e disposte a tale oggetto.

RAFFINAZIONE DELLA GHISA

L'oggetto della raffinazione è quello di convertire la ghisa in ferro duttile, fondendola in contatto dell'aria, il cui ossigeno ossida il carbonio ed il silicio. Il carbonio si converte in acido carbonico gassoso che si sviluppa; il silicio ossidandosi si trasforma in silice, la quale si unisce all'ossido di ferro, formando un silicato. Sottoponendo il prodotto all'azione del maglio, le particelle di ferro metallico si saldano insieme, ed il silicato trasuda dalla massa sotto forma di scorie.

Queste operazioni si possono eseguire con due metodi diversi. Nell'uno si adoperano certi piccoli fornelli conosciuti col nome di *forni di raffinazione* (3), e si fa uso di carbone vegetabile come combustibile. Nell'altro s'impiegano i così detti *forni a puddler*, che si riscaldano per mezzo del *coke*.

Forni di raffinazione — Questi apparecchi consistono in un *focolare* (4) quadrangolare A (*fig. 58*) formato di lastre di ferraccio ricoperte d'un intonaco d'argilla. La sua profondità è di circa 25 centimetri e la sua larghezza di 60 a 70. La combustione è attivata dall'aria, che è spinta nell'ugello *d* per mezzo di mantici mossi da una ruota idraulica, o meglio da una macchina soffiante simile a quella della *figura 57*. Al livello superiore del focolare evvi una lastra di ferraccio *ab*.

Empito il focolare di carbone in parte acceso, vi s'introduce la quantità di ghisa che dev'essere raffinata in una sola operazione, cioè 100 a 150 chilogrammi, e nel tempo stesso si mette in azione la macchina soffiante. La ghisa si fonde, e cola sul fondo del crogiuolo in forma di gocciole, le quali passando sotto il vento dell'ugello, si ossidano alla superficie, formando un silicato molto ricco di ossido di ferro. La ghisa restando per molto tempo in contatto di questo silicato fuso, si spoglia a poco a poco del carbonio, il quale riduce l'ossido di ferro del silicato. In questo periodo la cura principale del lavorante è di agitare spesso il miscuglio per favorire il contatto della ghisa col silicato di fer-

(1) *Moules*
(2) *Poches*
(3) *Feux d'affinerie*
(4) *Foyer*

ro, il che accelera la raffinazione. Quando il ferro in gran parte decarburato è divenuto meno fusibile, ed ha acquistato perciò una certa consistenza, lo stesso lavorante lo separa dalle scorie, e di tanto in tanto l'espone al vento dell'ugello, che finisce di ossidare il carbonio ed il silicio. Finalmente allorchè questa parte dell'operazione è terminata, raccatta tutte le porzioni di ferro raffinato, e ne fa il *massello* (1), che poi sottopone all'azione del maglio, per saldare il ferro raffinato, e separarne il *latte* (2), il che dicesi *scavezzare il massello* (3). Siccome il massello sarebbe troppo grande per potersi comodamente lavorare, si divide in due parti presso a poco eguali, che si chiamano *masselletti* (4) applicandovi il tagliente d'una specie di coltello cuneiforme detto *tagliuolo*, sul quale si batte col maglio. I due masselletti così ottenuti vengono riscaldati separatamente alla temperatura in cui il ferro si rammollisce, o come suol dirsi, al *bollore* (5), ed in tale stato si stirano in barre per mezzo del maglio.

Raffinazione col metodo inglese — Ne' paesi ove il combustibile vegetabile scarseggia, si raffina la ghisa profittando delle fiamme perdute de'forni fusorii, ovvero per mezzo del *coke*. In questo metodo la raffinazione si divide in tre distinte operazioni, le quali vengono eseguite in tre fornelli particolari.

Il primo simile al forno di raffinazione già descritto, e rappresentato dalla *fig. 59*, si compone di un crogiuolo di lastre di ferraccio ricoperte internamente d'un intonaco di argilla. Alla parte inferiore è munito d'un foro, dal quale si fanno scolare le scorie e la ghisa fusa. Al crogiuolo sovrasta una cappa, e sei ugelli a doppio inviluppo, come quelli de'forni fusorii, vi apportano l'aria necessaria alla combustione. S'introduce il *coke*, e la carica di ghisa, che suol essere di 1000 a 1200 chilogrammi per ciascuna operazione, e si attiva quanto più è possibile la combustione, finchè il metallo abbia acquistato un grado perfetto di liquidità.

A capo di due ore circa si getta la ghisa fusa in un canale molto largo, ove prende la forma di lastra, che si raffredda rapidamente buttandovi sopra dell'acqua. Il metallo solidificato è fragilissimo, e si è spogliato della più gran parte del silicio e del carbonio. Gl'Inglesi dopo che ha subito questa prima operazione lo chiamano *fine-metal*. Certa ghisa che presentava la seguente composizione:

Carbonio	3,0
Silicio.	4,5
Fosforo	0,2
Ferro	92,3
	100,0

(1) *Loupe*
(2) *Laitier*
(3) *Cingler la loupe*
(4) *Lopins*
(5) *Chaleur soudante*

ridotta allo stato di *fine-metal* conteneva :

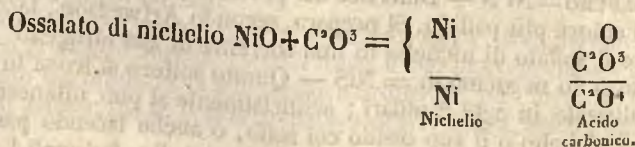
Carbonio	1,7
Silicio	0,5
Ferro	97,8
	100,0

Per ispogliare il *fine-metal* del carbonio che ancora vi rimane, si riduce in piccoli pezzi, rompendolo per mezzo d'un martello, e si rifonde in un altro fornello (*fig. 60*), che con nome inglese si chiama *forno a puddler*. Si rimesta continuamente il metallo fuso in contatto di scorie molto ricche d'ossido di ferro, il cui ossigeno finisce di bruciare il carbonio, e quando ha preso una tal consistenza che permetta di riunirlo in massello, si scavezza prima sotto un maglio (*fig. 61*) tutto di ferraccio, che ha un peso di 3000 a 6000 chilogrammi, e chiamasi *maglio frontale* (1) ; poi si fa passare cinque o sei volte consecutive fra cilindri che girano in senso contrario, e portano delle scannellature, la cui sezione va successivamente diminuendo (*fig. 62*) , e si ottiene per tal modo in forma di barre. Il ferro prova in questo apparecchio una pressione cosi grande, che la scorie liquida trasuda come da una spugna. Finalmente si riscaldano queste barre in un terzo fornello (*fig. 63*) alla temperatura del calor bianco , e quando sono sufficientemente rammollite, si sottopongono di nuovo all' azione de' cilindri.

NICHELIO

Nel regno minerale il nichelio s' incontra combinato coll' arsenico e col solfo nel tempo stesso. Si conoscono due arseniuri nativi di questo metallo : l'uno ha per formula Ni^2As, e si chiama *nichel arsenicale*; l'altro$=NiAs$ è alquanto più raro. Finalmente vi è il *nichel grigio*, che è un composto di arsenico, solfo e nichelio $= NiAs+NiS^2$, la cui composizione corrisponde a quella del *mispickel*$=FeAs+FeS^2$. Il nichelio si trova pure nelle pietre meteoriche, sebbene in piccola quantità.

Estrazione — Avendo dell' ossido di nichelio scevro di acido arsenioso e di ossido di cobalto, si trasforma in ossalato, facendolo digerire con una soluzione di acido ossalico. L' ossalato di nichelio insolubile , lavato, prosciugato e calcinato in un crogiuolo chiuso , si trasforma in acido carbonico ed in nichelio metallico, come si deduce dalle formule seguenti :

$$\text{Ossalato di nichelio } NiO+C^2O^3 = \left\{ \begin{array}{cc} Ni & O \\ & C^2O^3 \\ \hline Ni & C^2O^4 \\ \text{Nichelio} & \text{Acido carbonico.} \end{array} \right.$$

(1) *Marteau frontal.*

Riducendo l' ossido per mezzo del gas idrogeno ad una temperatura non molto elevata, il metallo che si ottiene è polveroso, e si accende spontaneamente in contatto dell'aria.

Proprietà — Questo metallo è di color bianco grigiastro, duttilissimo, malleabile, e molto tenace. Il suo peso specifico è di 8,279. Non si fonde che al grado di calore necessario per fondere il manganese; ciò non ostante si volatilizza in parte, quando viene fortemente riscaldato. La virtù magnetica di questo metallo è appena inferiore a quella del ferro. Alla temperatura ordinaria non ha verun'azione sull'aria, nè sul gas ossigeno; ma quando si riscalda fortemente si ossida all'aria, si accende nel gas ossigeno e decompone l'acqua, sviluppando idrogeno. L'acido solforico e l'acido idroclorico agiscono sul nichelio come sugli altri metalli di questa sezione. A caldo l'azione è molto energica, a freddo è debolissima.

Protossido di nichelio $= NiO$ — L'ossido anidro si prepara, calcinando il carbonato, che si forma quando si precipita un sale di nichelio solubile colla soluzione di un carbonato alcalino. Se invece del carbonato si versa una soluzione di potassa caustica in eccesso, si ottiene un precipitato di color verde, che è l' ossido di nichelio combinato coll'acqua $= NiO + HO$.

Allo stato anidro si presenta in polvere di color bruno, difficilmente fusibile, riduttibile per mezzo dell'idrogeno e del carbone, anche al calore di una semplice lampada a spirito. È un poco solubile nell'ammoniaca, e tale solubilità aumenta colla presenza di un sale ammoniacale, la soluzione che ne risulta è di colore azzurro.

Sesquiossido di nichelio $= Ni^2O^3$ — Si prepara calcinando ad un grado di calore non molto forte il nitrato di nichelio, o facendo digerire il protossido idrato colla soluzione di un clorito. L'ossido ottenuto coll'ultimo metodo contiene dell' acqua combinata, ed ha per formula $Ni^2O^3 + 3HO$.

È nero e decomponibile alla temperatura del calor rosso con isviluppo di gas ossigeno. L' acido nitrico e l'acido solforico decompongono egualmente quest'ossido, trasformandolo in gas ossigeno ed in protossido di nichelio, che si combina coll'acido impiegato. Coll'acido idroclorico si forma protocloruro di nichelio e si sviluppa gas cloro.

Oltre a questi due ossidi, se ne conosce un terzo, che si prepara versando dell'acqua ossigenata nella soluzione di un sale di nichelio, e precipitando il liquido colla potassa caustica. Le proprietà e la composizione di questa sostanza non sono ancora ben conosciute.

Sottosolfuro $= Ni^2S$ — Differisce dal protosolfuro per essere più fusibile, e di colore più pallido. Si prepara, secondo Arfwedson, facendo arroventare il solfato di nichelio in una corrente di gas idrogeno.

Protosolfuro di nichelio $= NiS$ — Questo solfuro si trova in natura cristallizzato in aghi capillari; artificialmente si può ottenere riscaldando il nichelio o il suo ossido col solfo, o anche facendo passare idrogeno solforato nella soluzione d'un sale di nichelio, fra'quali l'acetato si suol preferire a tutti gli altri.

È una sostanza d'aspetto metallico, di color giallo grigiastro, e dotata di proprietà magnetiche. L'acido nitrico e l'acqua regia disciolgono questo solfuro, acidificando il solfo.

Protocloruro di nichelio = NiCh — Il cloruro anidro si prepara facendo passare del cloro secco sul metallo riscaldato. In soluzione si ottiene disciogliendo nell'acido idroclorico il nichelio, o meglio ancora l'ossido di questo metallo. Evaporando il liquido, il cloruro di nichelio si deposita in cristalli di color verde smeraldo, che contengono dell'acqua di cristallizzazione.

È una sostanza somigliantissima all'*oro musivo*, untuosa al tatto, di color giallo d'oro pallido, e solubile nell'acqua, che colora in verde. Esponendo all'aria questo composto, ne attira a poco a poco l'umidità e diviene verde; riscaldato al calor rosso nascente, si volatilizza.

Bromuro di nichelio = NiBr — Cristallizza in aghi di color bianco grigiastro un poco deliquescenti. È solubile nell'acqua, nell'alcole e nell'etere. Preparato per via umida, contiene dell'acqua combinata, che perde col riscaldamento. Coll'azione del calore il bromuro anidro si sublima in isquame brillanti di color giallo.

Fosfuro di nichelio — Si prepara, secondo E. Rose, un composto di fosforo e nichelio, di color grigio, solubile nell'acido nitrico ed insolubile nell'acido idroclorico, riscaldando il protocloruro di nichelio in una corrente di fosfuro d'idrogeno. Si ottiene una sostanza della stessa composizione, ma dotata di proprietà diverse, quante volte si riscalda il fosfato bianco di nichelio in una corrente dello stesso gas.

COBALTO

I minerali di cobalto furono impiegati sin dal tempo de' Romani per colorare il vetro in azzurro (1). Nondimeno il metallo non venne isolato che nel 1733 da Brandt.

In natura si trova spesso il cobalto combinato coll'arsenico e col solfo in un minerale conosciuto col nome di *cobalto grigio*, coll'arsenico e col ferro nel *cobalto arsenicale*, più raramente allo stato di ossido e di arseniato.

Estrazione — Il cobalto si può ottenere riducendo l'ossido per mezzo del carbone o del gas idrogeno, ovvero calcinando l'ossalato di cobalto ad un'alta temperatura. Il metallo ridotto per mezzo del gas idrogeno è piroforico, e si accende in contatto dell'aria, come il ferro ottenuto collo stesso metodo.

Proprietà — Questo metallo è solido, duro, fragilissimo, di color bianco grigiastro, fusibile come il ferro. Il suo peso specifico è di 8,5131, secondo Berzelius. Alla temperatura ordinaria, nè l'aria, nè l'acqua vi hanno azione; ma se si fa arroventare all'aria libera, esso si ossida lenta-

(1) Nel museo di Napoli si conservano molti oggetti di vetro azzurro colorato dall'ossido di cobalto, i quali furono disotterrati a Pompei.

mente, e ad un' altissima temperatura brucia con fiamma rossa, il che sembra indicare che il cobalto è un poco volatile. Questo metallo è magnetico come il ferro, sebbene ad un minor grado; ma perde del tutto tale proprietà quando è mescolato con qualche traccia di arsenico. L'acido solforico e l'acido idroclorico lo disciolgono, anche alla temperatura ordinaria, con lento sviluppo di gas idrogeno.

Protossido di cobalto = CoO — Si prepara precipitando la soluzione di un sale di cobalto col carbonato di soda o di potassa. Il precipitato ottenuto, disseccato e calcinato in vasi chiusi, perde l' acido carbonico, e lascia il protossido di cobalto per residuo.

È di color grigio, indecomponibile per il semplice riscaldamento, capace di ridursi quando si riscalda col carbone o col gas idrogeno al calor rosso nascente. Moderatamente riscaldato, assorbe ossigeno e si trasforma in sesquiossido di cobalto. Fuso col borace, col vetro, ec. produce uno smalto di colore azzurro molto vivace.

Se si precipita un sale di cobalto con un alcali caustico, si ottiene l'idrato di cobalto di colore azzurro traente al violaceo =CoO+HO, che in contatto dell'aria passa allo stato di sesquiossido. L'idrato di cobalto così ottenuto, è del tutto puro, quando il sale che si adopera per precipitarlo lo è egualmente; ma siccome i sali di cobalto contengono quasi sempre dei sali di ferro e di nichelio, precipitandoli con un'alcali si ottiene un ossido di cobalto impuro, che contiene dell'ossido di ferro e dell' ossido di nichelio. Per depurare le soluzioni di cobalto da' metalli estranei, Louyet raccomanda di far bollire il liquido con idrato di cobalto recentemente precipitato: l'ossido di cobalto avendo per gli acidi un'affinità molto più forte di quella degli ossidi di ferro e di nichelio, i secondi si precipitano, ed il primo si discioglie invece di essi. Volendo adunque preparare dell'ossido di cobalto purissimo colla soluzione d'un sale di cobalto greggio, vi si aggiunge del carbonato di soda, in modo da precipitare una porzione dell'ossido, si fa digerire il liquido insieme col precipitato al calore dell' ebollizione, ed allorchè filtrando un poco di soluzione, e saggiandola cogli opportuni reagenti, non vi si scopre più indizio, nè di ferro, nè di nichelio, si filtra e si precipita il liquido filtrato con un eccesso di carbonato di soda.

L'idrato di cobalto si discioglie nella potassa caustica, formando un liquido azzurro, nel carbonato di potassa colorandolo in rosso, nell'ammoniaca e nel carbonato d' ammoniaca. Le soluzioni ammoniacali di cobalto, lasciate in contatto dell'aria, si colorano diversamente assorbendo ossigeno, e formano de' nuovi sali, la cui base è costituita dai gradi superiori d' ossidazione del cobalto intimamente combinati cogli elementi dell' ammoniaca. Queste basi complesse, in cui gli elementi che hanno servito a formarle non sono più riconoscibili per mezzo dei reagenti, costituiscono de'prodotti, che tanto per la composizione, quanto per i caratteri si avvicinano più agli alcaloidi della chimica organica, che alle basi metalliche della chimica minerale.

Sesquiossido = Co^2O^3 — È una sostanza nera, che fortemente calcinata, si trasforma in gas ossigeno ed in protossido. L'acido idroclorico

discioglie quest'ossido con isviluppo di cloro, e formazione di protocloruro di cobalto. Si ottiene facendo passare del gas cloro sul protossido di cobalto idrato tenuto in sospensione nell'acqua: il liquido si colora in rosco, ed il precipitato divien nero. Si può ancora ottenere, trattando il protossido di cobalto colla soluzione d'un ipoclorito alcalino. Il prodotto è un sesquiossido idrato, che ha per formula Co^2O^3+3HO.

Ossido salino $= Co^3O^4$ — Quest'ossido che per la composizione corrisponde al ferro ossidulato, ed all'ossido rosso di manganese, è come questi una combinazione di protossido e di sesquiossido, e la sua composizione è rappresentata dalla formula razionale $CoO+Co^2O^3$. Rammelsberg, che ha scoperto tale composto, raccomanda per prepararlo di calcinare il nitrato di cobalto al calore d'una lampada a spirito di vino: il residuo di tale operazione è costituito da una polvere nera, che è il composto in esame.

Fremy avendo lasciato per parecchi mesi dell'idrato di cobalto in una boccia piena di gas ossigeno, il gas venne assorbito, l'idrato divenne bruno, e facendo l'analisi del prodotto, lo trovò convertito in ossido salino idrato della formula Co^3O^4+7HO.

Protosolfuro di cobalto $= CoS$ — Si può preparare fondendo il metallo col solfo. La combinazione ha luogo con incandescenza; il solfuro ottenuto è cristallino, d'apparenza metallica, e di color giallo grigiastro. Si ottiene ancora riscaldando un miscuglio di ossido di cobalto e di solfo.

Sesquisolfuro $= Co^2S^3$ — È di color grigio scuro, e si prepara riscaldando il sesquiossido di cobalto in una corrente d'idrogeno solforato, coll'avvertenza di non spingere la temperatura sino al calor rosso.

Bisolfuro $= CoS^2$ — È una polvere nera affatto priva di splendore. Nessun acido l'attacca, tranne l'acido nitrico e l'acqua regia; gli alcali caustici non la disciolgono. Per ottenere questo corpo perfettamente puro, bisogna trattare coll'acido idroclorico il sesquisolfuro di cobalto, il quale in tal caso si conduce assolutamente come i sesquisolfuri di ferro e di stagno.

Protocloruro $= CoCh$ — Si presenta in piccoli cristalli di color rosso granato, contenenti acqua di cristallizzazione, e solubili sì nell'acqua come nell'alcole. Si prepara disciogliendo il protossido di cobalto nell'acido idroclorico, ed evaporando convenientemente la soluzione. Se si spinge la concentrazione, finchè il liquido abbia preso un colore azzurro, i cristalli che si separano sono anidri e di colore azzurro anch'essi.

Protobromuro $= CoBr$ — È una sostanza di color verde, che si fonde al calor bianco.

Arseniuri — Gli arseniuri di cobalto si trovano cristallizzati nel regno minerale, e mescolati il più delle volte cogli arseniuri di ferro e di nichelio. Questi minerali sono di color bianco grigiastro, granellosi nella spezzatura, e cristallizzati nel sistema cubico. Il cobalto grigio è una combinazione di arseniuro e solfuro di cobalto $= CoAs^2+CoS^2$, la cui forma cristallina più comune è il cubottaedro.

ZINCO

Proprietà. — Questo metallo è di color bianco azzurrastro e risplendente; la sua spezzatura è cristallina e lamellosa; la sua densità varia da 6,8 a 7,20; col riscaldamento si fonde, ed al calor bianco si volatilizza. Se mentre è fuso si lascia tranquillamente raffreddare, cristallizza solidificandosi. Lo zinco è dimorfo, cristallizzando ora in prismi esagoni, ora in dodecaedri pentagonali, secondo le osservazioni di Gustavo Rose. Quest'ultima forma appartiene al sistema cubico, come le forme cristalline degli altri metalli.

L'aria secca non vi ha azione, ma se è umida lo altera, formandovi un sottile strato di ossido, che ne appanna la superficie. Col riscaldamento l'ossidazione è più rapida, e se la temperatura è elevata abbastanza per volatilizzare il metallo, i vapori di zinco, arrivati appena in contatto dell'aria, si accendono, producendo una fiamma bianca, e l'ossido che ne risulta si deposita sui corpi che incontra in forma di polvere bianca e molto leggiera. La combustione dello zinco è molto brillante, ed una volta cominciata continua da se stessa, senza bisogno di ulteriore riscaldamento, purchè si rinnovi spesso il contatto fra l'aria e la superficie metallica, rimuovendo con un cucchiaio di ferro l'ossido di zinco, a misura che si produce.

Lo zinco ha come il ferro la proprietà di decomporre l'acqua ad una temperatura elevata. Questo stesso effetto produce anche alla temperatura ordinaria in contatto di un acido libero, e su tal carattere è fondato il metodo col quale si prepara il gas idrogeno, mescolando acqua, zinco ed acido solforico. Questa reazione è lentissima e quasi insensibile collo zinco perfettamente puro, ma la presenza de' metalli estranei ne accresce estraordinariamente l'energia, e per questa ragione lo zinco del commercio si discioglie negli acidi assai più facilmente dello zinco distillato. Ciò spiega ancora, perchè aggiungendo qualche goccia di una soluzione contenente arsenico o antimonio al miscuglio, lo sviluppo gassoso diviene abbondantissimo; ma in tal caso il gas che si raccoglie contiene dell'arseniuro o dell'antimoniuro d'idrogeno. Lo zinco del commercio non è mai puro; ma contien sempre un poco di ferro, di manganese, di cadmio, e talvolta ancora del piombo, del rame, dell'arsenico. Quando si scioglie nell'acido solforico o idroclorico, lascia costantemente una polvere nera inattaccabile dall'acido, composta di piombo e di rame, secondo Dumas. Lo zinco laminato è molto più puro di quello che trovasi nel commercio in masse compatte, mentre basta la più piccola quantità d'un corpo estraneo per diminuire la malleabilità di questo metallo, e per impedire che possa ridursi in lamine. All'ordinaria temperatura lo zinco è fragile, a qualche grado sopra 100° diviene malleabile, a 200° diviene nuovamente fragile, ed a tal segno che si può facilmente polverizzare in un mortaio. Per ridurlo in lamine, si riscalda alla temperatura più favorevole alla sua malleabilità, e si sottopone all'azione del laminatoio.

In molte operazioni della chimica si ha bisogno di zinco puro, ed a tal fine si distilla quello del commercio. La distillazione dello zinco si può fare in una storta di grès, che si riscalda ad un' alta temperatura; ma ordinariamente il metallo che si solidifica nel collo della storta l'ostruisce, se non si ha l'accortezza di staccarlo per mezzo di un grosso fil di ferro. Ordinariamente si fa uso di un altro apparecchio (*fig.* 69) in cui la distillazione si effettua colla massima regolarità. Questo si compone d'un crogiuolo di terra o di grès, il cui fondo è attraversato da un tubo della stessa sostanza, ed aperto da ambe le estremità. L'estremità superiore penetra nella cavità del crogiuolo, e giunge fino ad una piccola distanza dal coperchio; l'inferiore attraversa la graticola ed il piano inferiore del fornello, e sporge al di sopra d'un recipiente pieno d'acqua. S' introduce nel crogiuolo la quantità di zinco che si vuole distillare, e vi si luta il coperchio per mezzo dell'argilla; quando il luto è ben disseccato, si riscalda il crogiuolo da tutte le parti fino alla temperatura in cui lo zinco bolle: i vapori metallici scendono nel tubo verticale, vi si condensano e colano liquefatti nell'acqua, ove si solidificano. Questa specie di distillazione, in cui il vapore è obbligato a discendere per condensarsi si chiama in chimica *distillazione per descensum*, mentre quando il vapore si solleva dalla superficie liquida e va a condensarsi nella parte superiore dell'apparato, come ne' casi ordinarii, si ha la *distillazione per ascensum*.

Sottossido di zinco $= Zn^2O$ — Questo composto si forma alla superficie dello zinco che si lascia esposto in contatto dell'aria, o che si riscalda ad una temperatura inferiore a quella che è necessaria per fonderlo. Si ottiene in maggiore abbondanza, riscaldando l'ossalato di zinco in vasi chiusi, operazione in cui si sviluppa gas ossido di carbonio, acido carbonico, e rimane del sottossido di zinco.

È una polvere grigiastra, che gli acidi deboli decompongono, trasformandola in protossido ed in metallo.

Protossido$= ZnO$, (fiori di zinco, pompholix, nihil album, lana philosophica) — Si prepara questo composto riscaldando lo zinco all'aria libera finchè si accenda, e raccogliendo i vapori bianchi che si condensano. Si può ancora ottenere precipitando col carbonato di potassa o di soda una soluzione di solfato di zinco: si forma in tal caso dell'idrocarbonato di zinco insolubile, che disseccato e calcinato, lascia l'ossido di zinco per residuo. Oggigiorno l'ossido di zinco si prepara in grande nelle arti, riscaldando il metallo in contatto dell'aria, ed il prodotto così ottenuto si comincia ad usare in vece della cerussa nella pittura ad olio, ed in vece dell' ossido di piombo nella fabbricazione del cristallo.

Il protossido di zinco è bianco, leggiero, fisso, indecomponibile al fuoco, riduttibile in metallo quando vien riscaldato col carbone, solubile negli acidi e negli alcali caustici, non esclusa l'ammoniaca. Col riscaldamento acquista un color giallo, ma raffreddandosi ridivien bianco. L'aria atmosferica ed il gas ossigeno puro non vi hanno azione nè a freddo, nè a caldo.

Si ottiene facilmente l'idrato di zinco cristallizzato, mettendo 1 parte

di tornitura di ferro e 3 di zinco laminato in una soluzione d'ammoniaca. Bentosto comincia a svilupparsi del gas idrogeno, e a capo di circa dieci giorni, quando la soluzione è satura di ossido di zinco, l'idrato si deposita in abbondanza cristallizzato in prismi rombici della formula $ZnO+HO$.

PEROSSIDO — Si prepara versando dell'acqua ossigenata nella soluzione di nitrato di zinco, e precipitando il sale con una soluzione molto diluita di potassa o di soda.

È bianco, insipido, senz'azione sulla carta di laccamuffa, capace di decomporsi spontaneamente, e con più facilità al calore dell'acqua bollente. Gli acidi solforico, nitrico, idroclorico lo disciolgono formando de'sali di protossido di zinco, e rigenerando l'acqua ossigenata. La composizione, quantitativa di quest'ossido non è ancora conosciuta.

SOLFURO $= ZnS$ — Facendo passare il vapore di solfo sullo zinco rovente, ha luogo la combinazione di questi due corpi accompagnata da sviluppo vivissimo di luce e calorico: una porzione dello zinco volatilizzandosi istantaneamente, produce una specie di esplosione. Perciò volendo preparare artificialmente questo composto, è preferibile di calcinare in un crogiuolo chiuso un miscuglio di solfato di zinco e polvere di carbone.

Questo solfuro è solido, di color giallo scuro, fusibile, ma meno dello zinco. Riscaldato all'aria libera, produce acido solforoso ed un solfato basico. Ad una temperatura maggiore abbandona tutto il solfo allo stato di acido solforoso, ed il metallo si trasforma in ossido. L'acido idroclorico l'attacca con difficoltà, producendo cloruro di zinco e idrogeno solforato.

Il solfuro di zinco si trova in abbondanza nel regno minerale, talvolta puro, tal'altra associato ai solfuri di ferro, di piombo e di cadmio. Calcinando all'aria libera il solfuro nativo, che si chiama *blenda*, si ottiene il solfato di zinco o *vetriuolo bianco* del commercio.

SELENIURO $= ZnSe$ — È una polvere di color giallo cedrino, che si ottiene facendo passare il vapore di selenio sopra il metallo riscaldato.

CLORURO $= ZnCh$ — Si prepara disciogliendo il metallo nell'acido idroclorico. È bianco, solubilissimo nell'acqua e nell'alcole, e perciò non si ottiene cristallizzato che con molta difficoltà. Col riscaldamento si fonde e quindi si volatilizza. La soluzione acquosa di questo cloruro si decompone quando si evapora, in acido idroclorico ed in ossido di zinco; ma la maggior parte si volatilizza senza alterarsi.

BROMURO $= ZnBr$ — Somiglia al composto precedente, e si prepara allo stesso modo.

IODURO$=ZnI$ — Cristallizza in prismi, è solubile nell'acqua, volatile e si prepara come l'ioduro di ferro.

FOSFURO — È una sostanza dotata di apparenza metallica, di color grigio di piombo, fusibile ed alquanto malleabile.

Si può ottenere questo composto, facendo passare il vapor di fosforo sullo zinco riscaldato, ovvero calcinando in una storta di grès un miscuglio di sei parti d'ossido di zinco, con altrettanto fosfato di calce

ed una parte di carbone. In ambi i casi, oltre al fosfuro di zinco, si forma un corpo volatile che si sublima, e la cui natura non è conosciuta.

Arseniuro = Zn^3As — È una sostanza d'aspetto metallico, fusibile e fragilissima. Riscaldando questo composto coll'acido idroclorico, si forma cloruro di zinco, e si sviluppa dell'arseniuro d'idrogeno gassoso. Si prepara fondendo insieme arsenico e zinco in una storta di grès.

FABBRICAZIONE DELLO ZINCO

Minerali — Sebbene i minerali di zinco sieno piuttosto numerosi, due soli si trovano in tale abbondanza da potersi utilmente impiegare per l'estrazione del metallo, e sono la *calamina* e la *blenda*. La calamina è un carbonato di zinco accidentalmente mescolato a piccole quantità di silicato, di ossido di ferro idrato e di argilla. La blenda è un solfuro di zinco, che si presenta in masse compatte di vario colore, il più delle volte cristallizzate in tetraedri, in ottaedri regolari, in rombododecaedri, forme tutte del sistema cubico.

Il trattamento metallurgico de'minerali di zinco comprende due operazioni diverse, cioè l'arrostimento e la riduzione.

Arrostimento — Si tosta la calamina per iscacciare l'acqua e l'acido carbonico in alcuni forni, la cui costruzione rappresentata dalla *fig. 64*, somiglia moltissimo a quella delle fornaci continue in cui si cuoce la calce. Questi forni vengono riscaldati per mezzo di focolari laterali ricoperti da una volta terminata da un canale che sbocca nel forno per mezzo di 20 aperture *o,o,o*, ciascuna delle quali ha una sezione d'un decimetro quadrato circa. Il minerale si carica dalla parte superiore del forno, e si cava dalla parte inferiore per mezzo di due aperture rettangolari A,A, di modo che l'operazione non viene mai interrotta. Due lastre di ferraccio *s,s* inclinate in modo da formare fra esse un angolo retto, servono a dividere la colonna discendente del minerale, per facilitarne l'uscita. In Inghilterra la calcinazione si effettua in forni a riverbero, che si riscaldano per mezzo del carbon fossile. Nella Silesia e nella Carintia si calcina il minerale di zinco in certi forni a riverbero, che si riscaldano per mezzo delle fiamme perdute de'forni di riduzione.

Se invece di calamina, il minerale è della blenda, si arrostisce in contatto dell'aria, per bruciare il solfo che vi è contenuto, e trasformare il solfuro di zinco in ossido; ma raramente si raggiunge l'intento con una sola operazione. Ordinariamente si sottopone la blenda ad una prima calcinazione, la quale ha per oggetto di disgregare il minerale, e di spogliarlo della più gran parte del solfo. Dopo questo primo trattamento si riduce in polvere fine, e si tosta una seconda volta in un forno a riverbero. Per tal modo il solfuro di zinco si trova trasformato in ossido, il quale si riduce allo stato metallico collo stesso metodo che s'impiega per ridurre la calamina.

Metodo belgico — I forni di riduzione di cui si fa uso nel Belgio hanno la forma rappresentata dalle *fig. 65 e 65'*. Ciascun apparecchio si compone di 4 forni addossati l'uno all'altro. Ciascun forno riscalda

40 storte di forma cilindrica *a,a* disposte in 7 ordini, de'quali i primi 6 sono formati di 6 storte ciascuno, l'ultimo di sole 4. Si chiudono le aperture delle storte d'argilla con certi tubi di ferraccio *b,b* di forma conica, che fanno l'ufficio di condensatori. Si caricano le storte con un miscuglio di minerale e carbone ridotti in polvere finissima, si collocano in una posizione leggermente inclinata verso l'esterno, e si riscaldano fortemente. L'ossido di carbonio che si sviluppa brucia con fiamma azzurra all'orifizio de' condensatori di ferraccio; dopo breve intervallo questa fiamma acquista maggiore intensità, e tramanda una luce verdastra, sviluppando de'fumi bianchi d'ossido di zinco. Questo indizio annunzia che il metallo comincia a distillare, per cui si adattano all'estremità de'condensatori certi altri tubi conici di lamiera di ferro *c,c* molto più piccoli de'primi. Lo zinco distillando si condensa ne'tubi *b,b* d'onde si ritrae di tanto in tanto; ne' tubi *c,c* si raccoglie una polvere bigia chiamata *cadmia*, la quale è composta di zinco e ossido di zinco, che si mescola col minerale destinato alle operazioni successive. Nello spazio di 24 ore si fanno due distillazioni, che danno in tutto 300 chilogrammi circa di zinco e 15 a 25 chilogrammi di polvere metallica, impiegando un miscuglio di 1000 chilogrammi di minerale e 500 chilogrammi di polvere di carbone. La calamina trattata con questo metodo fornisce 31 per 100 di metallo; nel residuo resta un 10 per 100 di zinco, che si trovava nella calamina allo stato di silicato, il quale non viene ridotto dal carbone.

Metodo inglese — In Inghilterra il forno che s' impiega per la riduzione dello zinco è di figura circolare (*fig. 66*), e somiglia ad un forno da vetriera. Il minerale mescolato con polvere di carbone viene introdotto in certi vasi di terra o crogiuoli *c,c*, sui quali si adatta un coperchio, che si luta per mezzo dell'argilla. I detti crogiuoli poggiano sopra una panchina tutto all'intorno del focolare F, che sorge nel mezzo. Il fondo di ciascun crogiuolo ha un foro corrispondente ad altro simile foro praticato nella panchina, per i quali passa un tubo di ferro *t*, la cui estremità superiore si apre nel crogiuolo, e si chiude prima di cominciare l'operazione, con un tappo di legno, il quale carbonizzandosi per l'azione del calore, lascia un diaframma di carbone abbastanza poroso per dar passaggio al vapore di zinco; ma che impedisce alla polvere del minerale di venir fuori. Coll'azione del riscaldamento lo zinco ridotto dal carbone si volatilizza, ed il vapore passa nel tubo di ferro, ove si condensa, cola sotto forma liquida in un'allunga verticale di lamiera, e di là in un vaso *n* pieno d'acqua, che è destinato a riceverlo. Ciascun forno da 6 crogiuoli produce con questo metodo 150 chilogrammi di zinco nello spazio di 24 ore.

Metodo silesiano — Nella Silesia la riduzione dello zinco si effettua in certe muffole di argilla, di cui la *fig. 67* rappresenta la sezione verticale. Ciascuna muffola ha un metro circa di lunghezza e un mezzo metro di altezza, ed è munita di due aperture, delle quali l'inferiore *a* serve per estrarre il residuo, e resta chiusa durante la distillazione per mezzo d'una tavoletta d'argilla lutata; l'apertura superiore è chiusa da

un tubo egualmente di argilla *bcd* piegato ad angolo retto, ed aperto in *d*. Il miscuglio di minerale e carbone viene introdotto dall'apertura *c*, che si chiude per mezzo d'un tappo d'argilla cotta. Queste muffole si collocano in un forno (*fig. 68*), sulle cui pareti laterali vi sono delle aperture destinate a dar passaggio alle muffole; l'apertura *d* si adatta sopra un foro praticato nella panchina del forno, di modo che lo zinco che distilla va a raccogliersi negli spazii *t,t,t*. La temperatura necessaria alla riduzione ed alla distillazione del metallo si ottiene per mezzo del carbon fossile, che si brucia sulla graticola G.

Qualunque sia il metodo che s'impiega per l'estrazione dello zinco, per ogni 100 parti di minerale si consumano 150 a 200 parti di carbon fossile, e si ottengono da 25 a 30 p. di metallo.

CADMIO

Questo metallo venne scoperto da Hermann nel 1818, mentre faceva delle ricerche sopra alcuni fiori di zinco, in cui si sospettava la presenza dell'arsenico. Il cadmio infatti ha di comune con quest'ultimo corpo la proprietà di volatilizzarsi, e di formare un solfuro di color giallo; ma per tutto il rimanente ne differisce.

Estrazione—Il cadmio esiste in piccola quantità nel minerale di zinco della Silesia. Quando si tratta questo minerale colla polvere di carbone per estrarne lo zinco, le prime porzioni che distillano contengono più cadmio, essendo quest'ultimo metallo molto più volatile dello zinco. Perciò mettendo da parte il primo prodotto, e sottoponendolo ad altre distillazioni, in cui si raccoglie soltanto la prima porzione che distilla, si ottiene finalmente una lega molto ricca di cadmio. Per separarne lo zinco, si discioglie la detta lega nell'acido solforico diluito, e si decompone la soluzione acida coll' idrogeno solforato, che ne precipita il solfuro di cadmio mescolato a piccola quantità di solfuro di zinco. Il precipitato raccolto e lavato, vien disciolto nell'acido idroclorico: si sviluppa idrogeno solforato, e si forma cloruro di cadmio e cloruro zinco, che restano disciolti. Evaporando il liquido a secco, per separarne l'acido in eccesso, ridisciogliendo il residuo nell'acqua, e decomponendo la soluzione acquosa con un eccesso di carbonato d'ammoniaca, il carbonato di zinco resta disciolto nel liquido alcalino, e si ottiene un precipitato di carbonato di cadmio, che prosciugato e calcinato in una stortina di vetro col nero di fumo, dà per prodotto il metallo ripristinato, il quale si sublima e va a condensarsi nel collo della stortina.

Proprietà — Il cadmio è di color bianco grigiastro „ fusibile prima del calor rosso, volatile ad una temperatura poco maggiore di quella che è necessaria per far bollire il mercurio. La sua tessitura è compatta e la sua densità è di 8,604. Cristallizza con facilità in ottaedri regolari; è molle poco meno dello stagno, flessibile, duttile, malleabile, e per l'aspetto esteriore somiglia moltissimo allo zinco. Alla temperatura ordinaria, nè il gas ossigeno, nè l'aria atmosferica vi hanno azione, siano allo stato secco, siano allo stato umido; ma quante volte si riscalda il

metallo in presenza di questi corpi, si accende nell'atto che si riduce in vapore, come fa lo zinco, ed il prodotto di tale combustione è l'ossido di cadmio, che apparisce in forma di fumo di color giallo scuro.

Ossido di cadmio = CdO — Questo composto si prepara riscaldando il metallo in contatto dell'aria, finchè si accenda, ovvero decomponendo colla potassa la soluzione di un sale di cadmio qualunque. Il precipitato bianco che ne risulta è l'ossido di cadmio combinato con acqua, il quale colla calcinazione diventa anidro. L'idrato cristallizzato si può ottenere collo stesso metodo con cui si prepara quello di zinco.

Preparato colla combustione del metallo all' aria libera, è di color giallo intenso, bruno o nero, a seconda che è stato più o meno calcinato, ed ha una densità di 8,13. L'acqua, le soluzioni di potassa o di soda non hanno azione su quest'ossido. Al contrario l'ammoniaca e gli acidi solforico, idroclorico e nitrico lo disciolgono facilmente. Per quanto fortemente si riscaldi, esso non si decompone, non si fonde, nè si volatilizza. L'ossido idrato è bianco, ed ha per formula CdO+HO. Se si lascia in contatto dell'aria, assorbe acido carbonico e finalmente si converte in un carbonato basico d'una composizione costante, che secondo Rose, è rappresentata dalla formula $3CdO+CO^2$.

Solfuro = CdS — Il miglior metodo per ottenere questo composto consiste nel decomporre con idrogeno solforato la soluzione d'un sale di cadmio.

È di color giallo aranciato, non si fonde che al calor bianco, e cristallizza raffreddandosi. Riscaldato, diviene bruno sul principio, quindi di color cremisi; ma riacquista il suo aspetto naturale a misura che si raffredda.

Se prima di far passare l'idrogeno solforato si aggiunge dell'acido idroclorico concentrato alla soluzione del sale di cadmio, invece del solfuro, si precipita, secondo Reinsch, una polvere bianca, che è un clorosolfuro. Lo stesso prodotto si ottiene mettendo il solfuro di cadmio recentemente precipitato in contatto dell'acido idroclorico a freddo.

Cloruro = CdCh — È trasparente, senza colore, e cristallizza in prismi rettangolari. Esposto all'azione del calore perde l'acqua di cristallizzazione e quindi si fonde; ad una temperatura maggiore si volatilizza. Si prepara disciogliendo il cadmio o il suo ossido nell' acido idroclorico.

Ioduro = CdI — Cristallizza in larghe lamine esagonali, scolorite e trasparenti. E solubile nell'acqua e nell'alcole, e si prepara come l' ioduro di ferro.

STAGNO

La conoscenza di questo metallo è antichissima, ma non se ne potrebbe fissar l'epoca con precisione. Le miniere più abbondanti si trovano nelle Indie, in Inghilterra, in Germania ed in Ispagna.

Proprietà — Lo stagno è solido, bianco quasi come l' argento, ed ha un peso specifico di 7,291. Strofinato fra le dita, tramanda un odore particolare, di cui le dita stesse rimangono impregnate. Ripiegando

una verga di stagno in diverse direzioni, si ode uno stridore particolare. Si fonde alla temperatura di 230° e non è punto volatile. A freddo è quasi affatto privo di azione sull'aria, secca o umida che sia ; ma ad una temperatura elevata si ossida facilmente , e se mentre il metallo è fuso, si agita con una spatola di ferro, tutto lo stagno si converte in ossido.

La miglior qualità di stagno che trovasi nel commercio è quella che viene da Malacca, ed è quasi del tutto scevra di metalli estranei : le altre contengono sempre del rame e del piombo , ed alcune volte dell'arsenico.

Protossido di stagno $= SnO$ — Si prepara decomponendo il protocloruro di stagno disciolto nell'acqua con una soluzione di carbonato di soda o di potassa : l'acido carbonico del carbonato si sviluppa , ed il protossido di stagno si precipita combinato coll'acqua, sotto forma di polvere bianca $= SnO + HO$. Riscaldando questo idrato in vasi chiusi , o anche nell'acqua bollente , si riduce allo stato anidro. Böttger raccomanda di triturare 4 parti di protocloruro con 7 di carbonato di soda , allo stato solido entrambi ; di riscaldare la massa agitandola continuamente, finchè sia diventata di color nero traente all'azzurro ; di trattarla allora con acqua bollente per separarne il cloruro di sodio ; di lavare e seccare il precipitato nero che resta.

Il protossido di stagno riscaldato all'aria libera , si accende e continua a bruciare come l'esca , trasformandosi in acido stannico o biossido di stagno. L'ossido idrato si discioglie in una soluzione diluita di potassa o di soda. Fremy ha osservato che sotto l'influenza dell'alcali libero aiutata dal riscaldamento , l'ossido disciolto diventa anidro , ed in tale stato , essendo insolubile, si precipita. L'azione del calore favorisce la desidratazione dell'ossido , ma non è indispensabile , giacchè l'alcali solo basta ad effettuarla , purchè la soluzione sia abbastanza concentrata. Facendo bollire l'ossido di stagno con una forte soluzione di potassa, si manifesta un'altra specie di decomposizione diversa dalla prima : una parte dell'ossido si trasforma in acido stannico, che resta combinato colla potassa ; l'altra , ridotta allo stato di stagno metallico, si precipita. Le soluzioni di calce e di barite producono fenomeni analoghi ai precedenti.

L'ossido di stagno che nelle condizioni di sopra accennate si precipita perchè diventa anidro , secondo Fremy , non si presenta sempre cogli stessi caratteri. Quello che si ottiene riscaldando il protossido idrato in una soluzione di potassa , è nero e cristallino ; preparato riscaldando l'ossido idrato nell'ammoniaca, si presenta in laminette cristalline di color bruno olivastro. Finalmente quando si precipita con ammoniaca in eccesso il protocloruro di stagno , e si evapora rapidamente il liquido , il precipitato bianco prodotto da prima si trasforma in una polvere di un bel color rosso di minio.

Biossido $= SnO^2$ (acido stannico)— Questo composto abbonda nel regno minerale , e soprattutto nelle rocce cristalline , come nel gneis , nel granito ec., come pure in alcuni terreni di alluvione. Il biossido di

stagno nativo si trova spessissimo in cristalli di vario colore, e molto duri, la cui forma deriva da un prisma a base quadrata.

Quest'ossido è bianco, ma col riscaldamento acquista una tinta gialla. Se è perfettamente puro, ridivien bianco raffreddandosi; ma se contiene un poco d'ossido di ferro, come suole accadere, ritiene una tinta giallognola, anche dopo di essersi del tutto raffreddato. Al fuoco non si fonde, nè si decompone. L'acido nitrico e l'acido solforico non l'alterano per niente; al contrario la soda e la potassa lo disciolgono facilmente, formando degli stannati alcalini, i quali versati nelle soluzioni de' sali di calce, di barite o di stronziana, danno per doppia decomposizione gli stannati insolubili delle stesse basi.

L'acido stannico si prepara, trattando la limatura di stagno con un eccesso di acido nitrico, ovvero decomponendo coll'acqua il bicloruro. Nell'uno e nell'altro caso esso contiene dell'acqua chimicamente combinata, di cui si può privarlo colla calcinazione.

I prodotti che si ottengono con questi due metodi, sebbene abbiano la stessa composizione, differiscono notabilmente per le proprietà. L'ossido preparato ossidando lo stagno per mezzo dell'acido nitrico, è bianco, cristallino ed insolubile nell'acido nitrico; l'acido idroclorico ne discioglie una piccola quantità, ma la soluzione s'intorbida coll'ebollizione, ed un eccesso di acido idroclorico la precipita. L'ossido ottenuto decomponendo il bicloruro per mezzo dell'acqua, è al contrario amorfo, gelatinoso, insolubile nell'acqua, solubile nell'acido nitrico. La soluzione nitrica s'intorbida alla temperatura di 50°, come pure quando viene abbandonata a se stessa, ma la presenza del nitrato di ammoniaca impedisce tale decomposizione. L'acido idroclorico discioglie questa modificazione dell'acido stannico, e la soluzione che ne risulta non s'intorbida col riscaldamento, nè viene precipitata da un eccesso di acido idroclorico.

Secondo Fremy, le due modificazioni dell'acido stannico differiscono ancora per la capacità di saturazione, per la qual cosa questo Chimico propone di distinguerle con nomi diversi, chiamando *acido metastannico* la modificazione che si ottiene trattando lo stagno coll'acido nitrico, ed *acido stannico* quella che si prepara decomponendo con acqua il bicloruro di stagno, o precipitando uno stannato solubile per mezzo di un acido. L'acido metastannico prosciugato nell'aria secca, contiene dell'acqua combinata, di cui la metà si sviluppa alla temperatura di 100°. La formula più semplice con cui si può rappresentare la sua composizione è $2HO+SnO^2$ per l'acido disseccato all'aria, e $HO+SnO^2$ per quello disseccato a 100°; ma la composizione de' metastannati fa vedere che queste formule si debbono quintuplicare. Questo acido combinandosi colle basi, ritiene una certa quantità d'acqua, che non abbandona senza decomporsi, di modo che si hanno le seguenti formule:

$5HO+Sn^5O^{10}+5Aq$ Acido metastannico disseccato all'aria

$5HO+Sn^5O^{10}$ Acido metastannico disseccato a 100°

$\left.\begin{matrix} MO \\ 4HO \end{matrix}\right\} +Sn^5O^{10}$ Metastannati.

L'acido metastannico è affatto insolubile nell'ammoniaca; ma se si riscalda con un alcali, si discioglie facilmente, e decomponendo la soluzione per mezzo di un acido, si forma un precipitato gelatinoso solubile nell'ammoniaca. Gli alcali adunque non solo disciolgono l'acido metastannico, ma lo trasformano nell'altra modificazione, cioè in acido stannico. Coll'azione del riscaldamento l'acido metastannico perde tutta l'acqua che contiene e diventa anidro. Se si calcina un metastannato, l'acqua si sviluppa ed il sale si decompone, per modo che trattando il prodotto della calcinazione con acqua, l'alcali si discioglie, lasciando un residuo insolubile di acido metastannico anidro.

L'acido stannico contiene anch'esso dell'acqua combinata, ed ha per formula $HO+SnO^2$. Col riscaldamento perde l'acqua, e si trasforma in acido metastannico anidro. Le combinazioni di questo acido colla potassa e colla soda cristallizzano facilmente, e si possono spogliare di tutta l'acqua di cristallizzazione che contengono, senza che si decompongano. Il rapporto tra la base e l'acido negli stannati è rappresentato dalla formula generale $MO+SnO^2$.

Facendo passare dell'acqua e del bicloruro di stagno allo stato di vapore in un tubo di porcellana incandescente, Daubrée è riuscito ad ottenere dell'acido stannico in cristallini durissimi e trasparenti. La forma fondamentale di tali cristalli non è il prisma quadrato, come quella de'cristalli naturali, ma invece un prisma rombico appartenente al sistema rettangolare, sicchè l'acido stannico è un corpo dimorfo. Abbiamo veduto che l'acido titanico, il quale ha tante analogie coll'acido stannico, cristallizza in tre diverse forme incompatibili, e che i minerali conosciuti coi nomi di *rutilo*, di *brocchite* e di *anatasio* sono formati essenzialmente di acido titanico, e differiscono soltanto per la forma cristallina; ora le forme dell'acido stannico sono rispettivamente simili a due delle forme dell'acido titanico; per modo che l'acido stannico naturale è isomorfo col rutilo, mentre quello ottenuto artificialmente da Daubrée è isomorfo colla brocchite. È molto probabile che in avvenire si giunga a scoprire una terza modificazione dell'acido stannico isomorfa coll'anatasio.

Sesquiossido $= Sn^2O^3$ — Questo composto scoperto da Fuchs, si ottiene facendo bollire una soluzione di protocloruro di stagno con idrato di sesquiossido di ferro. Per doppia decomposizione si forma protocloruro di ferro e sesquiossido di stagno.

Il prodotto così ottenuto, ritiene ostinatamente delle vestigia dell'ossido di ferro adoperato, ed è per questa ragione di color giallognolo. Contiene dell'acqua combinata, ma col riscaldamento diventa anidro e di colore grigio scuro. È solubile nell'acido idroclorico e nell'ammoniaca. Fremy riguarda quest'ossido come una combinazione di acido stannico e protossido di stagno $= SnO+SnO^2$. In favore di questa maniera di vedere si può citare l'esistenza di una combinazione analoga formata di protossido di stagno ed acido metastannico di una composizione analoga a quella degli altri metastannati $= SnO,4HO+Sn^5O^{10}$.

Protosolfuro $= SnS$ — Si prepara direttamente, riscaldando un mi-

scuglio di fiori di solfo e di limatura di stagno; ma siccome lo stagno metallico ed il protosolfuro si mescolano facilmente colla fusione, il prodotto suol contenere una certa quantità di metallo allo stato libero. È mestieri adunque ridurlo in polvere, mescolarlo di nuovo col solfo e calcinare una seconda volta il miscuglio.

È solido, e cristallizza in lamine risplendenti di color grigio azzurro; riscaldato in vasi chiusi, si fonde senza decomporsi, esposto all'aria, non si altera alla temperatura ordinaria, ma col riscaldamento si trasforma in ossido di stagno ed in acido solforoso. L'acido idroclorico lo discioglie con isviluppo d'idrogeno solforato, producendo cloruro di stagno. Allo stato d'idrato si ottiene precipitando con una soluzione di protosolfuro di potassio o di sodio il protocloruro di stagno, ed il prodotto è di color cioccolatte scuro.

Sesquisolfuro$=Sn^2S^3$—È una sostanza solida, di color giallo grigiastro, e dotata di splendore metallico. Col riscaldamento porzione del solfo che contiene si volatilizza, e rimane un protosolfuro. L'acido idroclorico agisce su questo composto come sul sesquisolfuro di ferro: si sviluppa idrogeno solforato, si forma protocloruro di stagno, e resta un deposito abbondante di bisolfuro dello stesso metallo.

Berzelius prepara questo composto, calcinando al color rosso scuro un miscuglio formato di 3 parti di protosolfuro di stagno e una di solfo.

Bisolfuro$=SnS^2$(oro musivo)—Per preparare l'oro musivo, si comincia dall'amalgamare due parti di stagno con una di mercurio in un crogiuolo riscaldato. Quando il miscuglio è fuso, si ritrae il crogiuolo dal fuoco, si cola la lega metallica, e quando è intieramente raffreddata, si riduce in polvere, cosa che non presenta veruna difficoltà, essendo fragilissima. Ciò eseguito, si mescola intimamente colla polvere metallica ottenuta, una parte e mezzo di solfo, ed una di sale ammoniaco; s'introduce il miscuglio in un matraccio di vetro, e si riscalda a dolce calore per più ore di seguito. Rompendo il matraccio, si trova una massa leggiera e cristallina di oro musivo. Il mercurio in tale operazione non serve che ad agevolare la divisione meccanica dello stagno ed a favorirne la mescolanza cogli altri ingredienti. Pelletier di fatti è riuscito ad ottenere dell'oro musivo di eccellente qualità, sostituendo il protosolfuro di stagno alla lega di stagno e mercurio. Il sale ammoniaco, sebbene non sia indispensabile, facilita la preparazione, probabilmente perchè produce del cloruro di stagno volatile, il quale in contatto del solfo si trasforma in bisolfuro più facilmente dello stagno metallico; e difatti, secondo le sperienze di Proust, riscaldando semplicemente protocloruro di stagno e solfo, si può ottenere dell'oro musivo.

Si presenta in iscaglie cristalline di apparenza metallica e del colore dell'ottone. Col riscaldamento in parte si volatilizza inalterato, ed in parte si decompone in solfo ed in protosolfuro. L'acido nitrico e l'acido idroclorico non vi hanno azione, l'acqua regia lo trasforma in solfato di stagno insolubile. Nelle arti è conosciuto col nome di *oro musivo*, e viene adoperato per imitare il colore ed il brillante metallico del bronzo. Il bisolfuro di stagno fa l'ufficio di acido rispetto alle solfobasi, come il

biossido di stagno rispetto alle ossibasi. Per siffatta ragione le soluzioni dei solfuri alcalini lo disciolgono abbondantemente, formando de' solfosali.

Se si fa passare dell'idrogeno solforato in una soluzione di bicloruro di stagno, si forma un precipitato di color giallo pallido, che è il bisolfuro combinato con acqua.

Protoseleniuro = SnSe — È una sostanza grigia, che acquista uno splendore metallico sotto l'azione del brunitoio. Si prepara fondendo insieme stagno e selenio in un tubo di vetro.

Biseleniuro = $SnSe^2$ — Si ottiene facendo passare il seleniuro d'idrogeno nel bicloruro di stagno.

Protocloruro = SnCh — Questo composto, di cui si fa gran consumo nell'arte tintoria, è conosciuto nel commercio col nome di *sale di stagno*. Per ottenere il protocloruro di stagno, basta riscaldare il metallo nell'acido idroclorico concentrato, evitando per quanto è possibile, l'accesso dell'aria. Durante tale reazione si sviluppa gran quantità di gas idrogeno dotato di un odor ributtante, dovuto alla presenza dell'idrogeno arsenicale. Concentrando convenientemente la soluzione, il protocloruro cristallizza combinato con una certa quantità di acqua. Per ottenerlo allo stato anidro, si fa fondere in un crogiuolo il sale di stagno cristallizzato, il quale abbandona dell'acqua e dell'acido idroclorico. Quando la fusione è tranquilla si cola, e solidificato che è, s'introduce in una storta e si distilla al calor rosso: nella storta rimane una certa quantità di ossido di stagno proveniente dal cloruro decomposto durante l'evaporazione. Il prodotto è bianco, cristallino, intieramente solubile nell'acqua e nell'alcole.

Separandosi da una soluzione concentrata, produce talvolta de' cristalli acicolari, talaltra degli ottaedri abbastanza voluminosi, a seconda del grado di concentrazione del liquido in cui cristallizza. Questi cristalli hanno per formula SnCh+2HO, e si fondono a 38° circa; ad un maggior grado di calore perdono l'acqua, ed il prodotto anidro, riscaldato al color rosso nascente, si volatilizza quasi tutto, senza decomporsi. Il protocloruro di stagno si discioglie parzialmente nell'acqua; ma in gran parte si decompone, producendo un abbondante precipitato bianco; versando nell'acqua alquanto acido idroclorico, s'impedisce tale decomposizione. L'aria altera prontamente questo composto, il quale ne attira l'ossigeno, e si converte in bicloruro ed in ossicloruro di stagno. Molti corpi che contengono ossigeno vengono ridotti dal protocloruro di stagno, o almeno passano ad un grado d'ossidazione inferiore. Così i sali di mercurio, di argento, di antimonio, di platino ec. sono ridotti allo stato metallico; i sali di sesquiossido di ferro si trasformano in sali di protossido; gli acidi e gli ossidi del manganese in protossido dello stesso metallo, l'acido cromico in sesquiossido di cromo, e così via discorrendo.

Questo cloruro ha molta tendenza a formare de' cloruri doppi, combinandosi con altri cloruri metallici, e soprattutto con quelli di ammonio, di potassio e di bario.

Bicloruro$=SnCh^2$—Si prepara facendo passare del cloro ben secco sul metallo fortemente riscaldato. In soluzione si ottiene facilmente, trattando lo stagno coll'acqua regia, e concentrando il liquido che ne risulta.

Il bicloruro di stagno è un liquido che all'aria spande un fumo densissimo, per cui trovasi negli antichi libri di chimica descritto col nome di *liquore fumante di Libavio*. Questo liquido è affatto trasparente, e senza colore; a 120° bolle, e distilla senza alterarsi. Mescolato a piccola quantità di acqua, vi si combina formando un idrato, che cristallizza facilmente, il che spiega perchè versando dell'acqua in piccola quantità sul bicloruro di stagno, questo composto si solidifica e cristallizza immediatamente.

Se si fa passare sull'oro musivo una corrente di cloro secco, si forma una combinazione di bicloruro di stagno e bicloruro di solfo scoperta da Rose, la quale distilla nella corrente gassosa, e si condensa in un liquido giallo, essa è rappresentata dalla formula $SnCh^2 + 2SCh^2$. Col raffreddamento questo liquido si rapprende in una massa cristallina di color giallo d'oro, la quale ne'calori dell'estate si liquefà, e quando la temperatura atmosferica si abbassa, si solidifica nuovamente. Riscaldata poco al di là di 40°, questa sostanza si decompone rapidamente con vivo sviluppo di gas cloro, e passa alla distillazione un miscuglio di protocloruro di solfo e bicloruro di stagno. L'acqua la decompone con isviluppo di calore, producendo bicloruro di stagno, acido idroclorico, acido solforico e acido iposolforoso. Se per altro si fa l'esperienza in modo da evitare ogni elevazione di temperatura, non si ottiene nè acido solforico, nè acido iposolforoso, ma soltanto bicloruro di stagno, acido idroclorico e acido solforoso.

Il bicloruro di stagno si combina ancora col percloruro di fosforo, e forma un composto cristallizzato scoperto da Casselmann, che ha per formula $2SnCh^2+PCh^5$, e si ottiene, sia per l'azione diretta del percloruro di fosforo sul bicloruro di stagno, sia distillando un miscuglio di tricloruro o di percloruro di fosforo e del composto $SnCh^2+2SCh^2$ precedentemente descritto. La combinazione si presenta in cristalli scoloriti e risplendenti, che si trasformano rapidamente in una polvere amorfa, anche in vasi ermeticamente chiusi. Questi cristalli spandono de'vapori bianchi in contatto dell'aria, e ne attirano l'umidità. L'acqua li discioglie con isviluppo di calore, e la soluzione che ne risulta contiene del bicloruro di stagno, dell'acido idroclorico e dell'acido fosforico. Se si diluisce il liquido con una maggior quantità di acqua, e si riscalda a dolce calore, si precipita una sostanza d'aspetto gelatinoso composta di acido stannico ed acido fosforico.

Protoioduro$=SnI$—Il metallo riscaldato coll'iodo in rapporti equivalenti, forma una piccola quantità di biioduro, che si sublima, e del protoioduro. Il protoioduro di stagno non si volatilizza col riscaldamento, si discioglie nell'acqua in piccola quantità, e coll'evaporazione del liquido si deposita in cristalli, che racchiudono due equivalenti di acqua combinata. Riscaldato in contatto dell'aria, si decompone in biio-

duro che si volatilizza a 180° circa, lasciando un residuo di acido stannico. Combinandosi cogl'ioduri alcalini, forma de'composti cristallizzati.

Bioduro $= SnI^2$ — Per prepararlo si discioglie il biossido di stagno idrato nell'acido idroiodico. Forma dei cristalli setacei di color giallo, che l'acqua decompone, massime col riscaldamento, in biossido di stagno ed in acido idroiodico.

Fosfuro $= Sn^3P$ — È una sostanza molle, di color bianco argentino, malleabile e capace di cristallizzare, che si prepara calcinando un miscuglio di limatura di stagno e di fosfato acido di calce: una porzione dello stagno s'impiega a ridurre l'acido fosforico, mentre l'altra si combina col fosforo ridotto, per formare il composto in esame.

FABBRICAZIONE DELLO STAGNO

L'estrazione dello stagno è un'operazione metallurgica delle più semplici, per la grande facilità con cui l'ossido di questo metallo si riduce in contatto del carbone.

Il biossido di stagno o acido stannico è il solo minerale che si tratta per l'estrazione del metallo. Questa sostanza si trova in vene irregolari nelle rocce granitiche, e ne'terreni di alluvione. Si pesta prima il minerale, se è allo stato compatto, e poscia si lava per decantazione, per ispogliarlo dalla matrice. Tali operazioni non presentano veruna difficoltà, perchè dall'una parte il biossido di stagno è un minerale durissimo, e dall'altra è molto più pesante delle materie terrose che l'accompagnano, sicchè si deposita sollecitamente. Il minerale lavato, oltre l'ossido di stagno, contiene de' solfuri, degli arseniosolfuri, dell'ossido di ferro cristallizzato, ed altri minerali metalliferi. In tale stato viene tostato in alcuni forni a riverbero: il biossido di stagno non si altera per l'azione del calore; ma le piriti e gli arseniuri metallici si ossidano parzialmente e si disgregano, sicchè pestando nuovamente il minerale, e lavandolo, le sostanze estranee si riducono in polvere che l'acqua porta via, mentre l'ossido di stagno rimane nello stesso stato di prima.

In Sassonia il minerale viene ridotto in un forno a manica, che ha un'altezza di circa 5 metri (*fig. 70*). Il muramento è di mattoni, ed ha la forma di un prisma a base quadrata; l'interno del forno A è formato da un cilindro di ferraccio ricoperto da un intonaco di argilla, il quale ha un'apertura *o*, per cui passa un ugello destinato a ricevere le canne di due mantici.

Il forno si carica dalla bocca, introducendovi alternativamente del minerale e del combustibile, come si pratica ne'forni fusorii. L'ossido di carbonio che si forma in contatto del carbone, riduce il minerale di stagno, ed il metallo essendo fusibilissimo, cola sul piano inferiore, e di là passa in un bacino di ferraccio B, ove si accumula insieme colle scorie, le quali si raccolgono alla superficie del metallo fuso. Quando questo primo bacino è già pieno, si apre il foro della secca, e si fa passare il metallo in un secondo bacino C: in tal modo lo stagno viene separato dalla più gran parte delle scorie, che restano nel primo baci-

no. Lo stagno dopo questa operazione contiene ancora dell'ossido e delle scorie; per depurarlo si agita con un bastone di legno verde, il quale carbonizzandosi parzialmente nel bagno metallico, produce una specie di ebollizione dovuta ad uno sviluppo gassoso, che fa salire alla superficie del metallo le impurità che vi erano mescolate. Inoltre i gas idrocarburati che provengono dalla decomposizione del legno, riducono allo stato metallico l'ossido di stagno disciolto. Terminata tale operazione, che suol durare circa tre ore, si lascia riposare il metallo, e quando la temperatura non è che di pochi gradi superiore a quella della sua fusione, si versa negli stampi, ove si solidifica. Il metallo che forma gli strati superiori è molto più puro, mentre quello che occupa la parte inferiore della caldaia ritiene la maggior parte de' metalli estranei.

CROMO

Il cromo si trova in natura, principalmente allo stato di sesquiossido combinato col protossido di ferro, nel minerale che è conosciuto col nome di *ferro cromato*, ed allo stato di acido cromico in alcuni cromati nativi, de' quali il meno raro è il cromato di piombo.

Estrazione — Per ottenerlo allo stato puro bisogna, secondo Peligot, decomporre il cloruro di cromo cristallizzato per mezzo del potassio, come si pratica per ottenere l'alluminio, l'uranio ed altri metalli. Prima si preparava il cromo metallico, riducendo l'ossido per mezzo del carbone; ma il prodotto così ottenuto è molto impuro, e contiene sempre del carbonio combinato.

Proprietà — Il cromo è fragile, durissimo, estremamente refrattario, ha un color bianco grigiastro ed una densità di 5,90. Alla temperatura ordinaria non si altera, nè all'aria, nè in contatto del gas ossigeno puro; ma col riscaldamento si converte in sesquiossido. Questo metallo produce de' composti colorati con quasi tutti i corpi metalloidi, d'onde è venuto il nome di *cromo*, che in greco significa *colore*. Gli acidi, anche concentratissimi, lo attaccano appena al calore dell'ebollizione, eccettuato l'acido idrofluorico, che lo discioglie, sviluppando gas idrogeno.

Combinandosi coll'ossigeno, forma cinque composti: un protossido ed un sesquiossido basici, un ossido salino e due acidi.

Protossido di cromo $= CrO$ — È una sostanza di color bruno, che si ottiene versando della potassa in una soluzione di protocloruro di cromo; ma non appena precipitato, decompone l'acqua, sviluppando gas idrogeno, e si trasforma in un ossido salino di color giallo di ruggine. I suoi sali attirano con grandissima rapidità l'ossigeno dell'aria, e si trasformano in sali di sesquiossido.

Sesquiossido $= Cr^2O^3$ — Si conoscono varii metodi per preparare il sesquiossido di cromo. Calcinando fortemente il cromato di mercurio, questo sale si decompone, lasciando un residuo di ossido di cromo: l'ossido di mercurio si risolve in mercurio ed ossigeno, che si volatiliz-

zano; l'acido cromico perde la metà dell'ossigeno che contiene e si trasforma in sesquiossido. Mescolando cromato di potassa e sale ammoniaco a parti eguali, calcinando la mescolanza, e trattando il prodotto con acqua bollente, resta dell'ossido di cromo insolubile. Si può ancora ottenere il sesquiossido di cromo allo stato cristallizzato, decomponendo, come appresso si dirà, il vapore di acido clorocromico in un tubo arroventato. L'ossido così ottenuto è nero e dotato di splendore metallico. La forma de'suoi cristalli è quella del corundon e del ferro oligisto, che hanno una composizione analoga.

Fremy ha ottenuto l'ossido di cromo verde cristallizzato, facendo passare del gas cloro ben secco sul cromato di potassa arroventato in un tubo di porcellana. Quando la temperatura non oltrepassa il calor rosso scuro, trattando il prodotto con acqua calda, resta il sesquiossido di cromo cristallizzato in larghe lamine di color verde. Se si riscalda il tubo al calor rosso vivo, l'ossido che si ottiene è bruno.

Questo composto è di un bel color verde, quasi infusibile, privo d'azione sul gas ossigeno e sull'aria, irreduttibile per mezzo del gas idrogeno. L'ossido idrato si discioglie facilmente negli acidi, formando delle soluzioni di color verde; ma col riscaldamento lascia sviluppare l'acqua, diventa anidro, e dà luogo ad una viva incandescenza dipendente da un alterazione molecolare, che rende l'ossido del tutto insolubile negli acidi. Fuso col borace, l'ossido di cromo forma uno smalto di color verde bellissimo, che viene adoperato come materia colorante per dipingere sulla porcellana.

L'ossido di cromo può talvolta funzionare da acido, formando colle basi de' composti salini instabilissimi, che hanno ricevuto il nome di *cromiti*. Fremy ha trovato che il sesquiossido di cromo idrato si discioglie nelle soluzioni di soda e di potassa caustiche, formando un liquido di un bel color verde, che si decompone spontaneamente, lasciando precipitare l'idrato di sesquiossido di cromo. Se si mescola del cloruro di calcio in eccesso colla soluzione d'un sale di cromo, e si precipita il liquido misto con ammoniaca, si ottiene, secondo Pelouze, un composto definito, che ha per formula $2CaO+Cr^2O^3$. Questa sostanza è di color verde ed un po'gelatinosa; disseccandosi si decompone, come pure in contatto degli acidi, non escluso il carbonico. Riscaldata all'aria, ne assorbe l'ossigeno e si converte in cromato di calce.

Il sesquiossido di cromo, combinandosi cogli stessi acidi, forma de'sali, che differiscono per il colore, per la solubilità, per essere cristallizzati o amorfi, ed anche per altri caratteri, a seconda del modo in cui sono preparati e della temperatura a cui sono stati esposti; difatti il doppio solfato di cromo e di potassa, conosciuto comunemente col nome di *allume di cromo*, cristallizza ordinariamente in ottaedri regolari di un bellissimo color violaceo; ma se si riscalda la soluzione di questo sale ad una temperatura di 60° o più, essa diviene di color verde, ed evaporata anche all' ordinaria temperatura, lascia un residuo dello stesso colore ed incristallizzabile. Queste differenze sono state attribuite da alcuni Chimici alla diversa quantità d'acqua di cristallizzazione che i sali

di cromo ritengono; da altri, e segnatamente da Berzelius, al diverso stato isomero del sesquiossido di cromo che vi è contenuto. Lefort in questi ultimi tempi ha fatto dell' esperienze che confermano quest' ultima opinione, ed è pervenuto ad isolare gli ossidi spettanti ai sali di ciascuna modificazione, come pure a precisare le condizioni in cui essi si formano. Le notizie contenute in questo articolo sono tratte dal lavoro di Lefort.

Ossido della modificazione rossa $= Cr^2O^3 + 9HO$ — Si ottiene versando una soluzione di allume di cromo violaceo in un eccesso d'ammoniaca. L'ossido che si precipita si colora prima in rosso, poi si discioglie nel liquido ammoniacale, formando una soluzione dello stesso colore. Lasciando tale soluzione all' aria libera, o sotto una campana accanto ad una ciotola d' acido solforico, a misura che l' ammoniaca si sviluppa, tutto l' ossido di cromo si precipita in polvere leggerissima di color violaceo. Quest' ossido disciogliendosi negli acidi, produce de' sali rossi, che fatti concentrare in un' atmosfera secca, passano alla modificazione azzurro-violacea. Riscaldato, comincia a perdere dell' acqua a 75°, ed a 120° è compiutamente anidro; ma nel tempo stesso si trasforma, prima nella modificazione violacea, poi nella verde.

Ossido della modificazione azzurro-violacea $= Cr^2O^3 + 7HO$—Si prepara come il precedente, versando una soluzione d'allume di cromo in un eccesso d'ammoniaca, colla differenza che invece di lasciare che l'ossido si precipiti dalla soluzione ammoniacale all' ordinaria temperatura, bisogna riscaldare quest' ultima a 55° circa. L' ammoniaca evaporandosi, lascia depositare una polvere di color grigio-verdastro, che costituisce l'idrato in esame, il quale a 75° comincia a decomporsi perdendo acqua.

Ossido della modificazione verde — Si conosce in due diversi stati d'idratazione. L'uno $= Cr^2O^3 + 6HO$ si ottiene lasciando a se stessa una soluzione di cromito di potassa. A misura che l' alcali vien saturato dall' acido carbonico dell' aria, l' idrato di cromo si deposita in forma di una materia gelatinosa di color verde, che disseccandosi diviene nera, e s' indurisce. Per ispogliarlo di tutta l' acqua interposta, bisogna ridurlo in polvere e lasciarlo disseccare sotto una campana accanto all' acido solforico. Questa sostanza comincia a decomporsi a 75° sviluppando acqua.

L'altro idrato, che ha per formula $Cr^2O^3 + 5HO$, si ottiene versando la soluzione di un sale di cromo in una soluzione bollente di potassa caustica, o anche riscaldando una soluzione di cromito di potassa. Esso ha tutti i caratteri del precedente, e disciogliendo l' uno o l' altro negli acidi, si formano de' sali di cromo di color verde.

Sebbene gli ossidi anzidetti, quando sono recentemente preparati, disciogliendosi negli acidi, producano i sali delle rispettive modificazioni, pure col tempo ritornano tutti alla modificazione violacea, che pare essere lo stato normale dell'ossido di cromo.

Cromo ossidulato $= CrO + Cr^2O^3$ — Descriverò con questo nome un composto di cromo ed ossigeno, che ha una composizione analoga a quella del ferro ossidulato.

Decomponendo colla potassa caustica una soluzione di protocloruro

di cromo, si precipita immediatamente il protossido di color bruno, il quale, come ho già detto, decompone l'acqua, e si trasforma in cromo ossidulato. Acciò l'ossidazione sia compiuta, è necessario riscaldare il liquido sino al grado dell'ebollizione. L'ossido così ottenuto contiene un equivalente d'acqua combinata, e si presenta in polvere di color giallo rossastro, sulla quale gli acidi hanno pochissima azione.

Riscaldato in contatto dell'aria, perde prima l'acqua, poi tutto ad un tratto diviene incandescente, e si trasforma in sesquiossido di color verde. Riscaldato in un'atmosfera priva d'ossigeno, si ossida a spese dell'acqua, che decompone sviluppando gas idrogeno.

Acido cromico=CrO^3—Per ottenere questo acido, si riscalda 1 parte di bicromato di potassa con 3 $\frac{1}{2}$ parti di acido solforico concentrato e 2 $\frac{1}{2}$ parti d'acqua. Lasciando raffreddare la soluzione, la più gran parte della potassa si separa allo stato di bisolfato, ed aggiungendo al liquido 4 parti di acido solforico, l'acido cromico si precipita in fiocchi di color rosso. Se si riscalda il miscuglio, finchè il precipitato sia intieramente ridisciolto, e si evapora la soluzione, finchè alla superficie cominci a formarsi una pellicola cristallina, col raffreddamento cristallizza l'acido cromico, che si raccoglie e si prosciuga sopra un mattone. Per separarlo da qualche traccia di potassa che ancora contiene, si ridiscioglie in piccola quantità d'acqua, si precipita nuovamente con acido solforico, e si evapora la soluzione, finchè l'acido cominci a cristallizzare: il prodotto fatto asciugare sopra un mattone, e sottoposto ad una terza cristallizzazione nell'acqua sola, costituisce l'acido cromico puro.

Così ottenuto, si presenta in polvere, o in aghi cristallini di color rosso porporino, deliquescenti e solubilissimi nell'acqua. La soluzione è di color rosso carico, di sapore acido ed astringente, ed arrossa fortemente la tintura di laccamuffa.

L'acido cromico si trasforma col riscaldamento in ossigeno ed in sesquiossido di cromo. Le sostanze organiche, ed in generale i corpi dotati di grande affinità per l'ossigeno v'inducono una decomposizione analoga. Messo in contatto coll'acido idroclorico concentrato, si trasforma in sesquicloruro di cromo, sviluppando gas cloro.

Acido clorocromico=CrO^2Ch—Tale composto, in cui il terzo equivalente d'ossigeno dell'acido cromico è sostituito dal cloro, ha coll'acido cromico lo stesso rapporto che l'acido clorosolforico coll'acido solforico. Si prepara distillando un miscuglio di bicromato di potassa, sal marino fuso, e acido solforico di Nordhausen.

È un liquido di color rosso di sangue, che somiglia moltissimo al bromo; è volatilissimo, ed il suo vapore ha un colore simile a quello dell'acido iponitrico. All'aria emette fumi abbondanti; versato nell'acqua va in fondo, e resta per qualche tempo senza mescolarsi col liquido; ma finalmente vi si discioglie sviluppando calore, e si trasforma in acido cromico ed in acido idroclorico.

Il solfo ed il mercurio lo decompongono; il fosforo si accende con tale rapidità in contatto dell'acido clorocromico, che dà luogo ad un'esplosione; l'alcole produce lo stesso fenomeno. Secondo le sperienze di Wö-

bler, fatto passare allo stato di vapore in un tubo debolmente arroventato, esso si decompone in sesquiossido di cromo, che cristallizza nel tubo stesso, ed in cloro ed ossigeno che si sviluppano.

Acido ossicromico=Cr^2O^7—Trattando l'acido cromico coll'acqua ossigenata, si forma, secondo Barreswill, un liquido di colore azzurro, che è una soluzione di acido ossicromico. Questo acido è incristallizzabile ed instabilissimo, di modo che si decompone spontaneamente, trasformandosi in acido cromico ed in gas ossigeno. L'etere toglie questo acido alla soluzione acquosa; ma evaporando la soluzione eterea, non si ottiene che dell'acido cromico per residuo. Da ciò si deduce che finora l'acido ossicromico non si conosce che allo stato di soluzione nell'acqua.

Protosolfuro di cromo = CrS — Decomponendo una soluzione di protocloruro di cromo col protosolfuro di potassio, si forma un precipitato nero, che probabilmente è il protosolfuro di cromo.

Sesquisolfuro=Cr^2S^3 — L'idrogeno solforato non precipita i sali di cromo, perciò il sesquisolfuro di questo metallo non si può ottenere con tal mezzo. Il miglior metodo è quello di riscaldare in un crogiuolo chiuso una mescolanza di ossido di cromo, fiori di solfo e carbonato di potassa. Trattando il prodotto dell'operazione con acqua bollente, si discioglie tutto il solfuro di potassio, e resta indisciolto il sesquisolfuro di cromo.

È una sostanza di color grigio scuro e cristallina, che ha l'aspetto della grafite.

Protocloruro = CrCh — Il protocloruro di cromo si ottiene esponendo il sesquicloruro riscaldato all'azione riduttrice del gas idrogeno; quest'ultimo combinandosi con una porzione di cloro, forma acido idroclorico, ed il sesquicloruro di cromo resta convertito in protocloruro. Il gas idrogeno che s'impiega per tale operazione dev'essere assolutamente privo di umidità e di ossigeno, al quale oggetto si fa passare prima in un tubo riscaldato e pieno di tornitura di rame, che toglie ogni traccia di ossigeno, trasformandolo in acqua, poi sul cloruro di calcio e sull'acido solforico concentrato, che ritengono ogni traccia di umidità.

Questo cloruro è solido, cristallizzato e bianco. Messo in contatto dell'acqua, vi si discioglie con facilità sviluppando calore, e dà luogo ad una soluzione azzurra, la quale attira rapidamente l'ossigeno dell'aria, diventando di color verde. Il composto che si forma in tal caso è un ossicloruro di cromo, che ha per formula Cr^2Ch^2O.

Il protocloruro di cromo è uno de' corpi riduttori più attivi che si conoscano. La sua soluzione trasforma i cloruri di mercurio e di rame nei corrispondenti sottocloruri, che si precipitano; l'acido tunstico passa allo stato di ossido azzurro di tunsteno, l'acido cromico a quello di sesquiossido di cromo, il cloruro d'oro si riduce allo stato di oro metallico.

Sesquicloruro = Cr^2Ch^3 — Si prepara arroventando una mescolanza ben secca di sesquiossido di cromo e di carbone in una corrente di gas cloro. A poco a poco si forma una sublimazione cristallina di un bellissimo colore di fior di pesco. Così ottenuto, è del tutto insolubile

nell' acqua, sia fredda, sia bollente, nell'acido solforico concentrato e bollente, e la stessa acqua regia non vi ha azione. Questo corpo, totalmente insolubile ne' liquidi rammentati, si discioglie con una facilità grandissima nell'acqua che tiene in soluzione una traccia di protocloruro di cromo; ma in tal caso si trasforma in un composto isomero di color verde, e tal passaggio è accompagnato da sviluppo di calorico. Secondo Peligot, per produrre questa metamorfosi basta che l'acqua contenga un quarantamillesimo del suo peso di protocloruro. Altri cloruri metallici, e particolarmente il protocloruro di stagno, agiscono come il protocloruro di cromo, sebbene più lentamente. La soluzione è verde, ed evaporata nel vuoto della macchina pneumatica, produce de'cristallini dello stesso colore, granellosi e solubilissimi, i quali, secondo l'analisi di Peligot, contengono Cr^2Ch^3+12Aq.

Disciogliendo il sesquiossido di cromo nell'acido idroclorico, si ottiene una soluzione di un bel color verde, e si forma un sesquicloruro idrato identico con quello che si prepara col metodo anzidetto. Riscaldando il cloruro verde alla temperatura di 200° in una corrente di gas cloro o di acido idroclorico, esso perde tutta l'acqua che contiene, e si trasforma in sesquicloruro anidro di color violaceo. Dunque il sesquicloruro di cromo ha due modificazioni isomere: l'una di color violaceo, anidra ed insolubile; l'altra verde, idrata e solubilissima; inoltre la prima si trasforma nella seconda sotto l'influenza d'una traccia di protocloruro, e viceversa l'ultima modificazione si converte nella prima per l'azione del calore. Alcuni Chimici riguardano il sesquicloruro idrato come un idroclorato di sesquiossido di cromo, che rappresentano colla formula $Cr^2O^3+3HCh+6Aq$.

La soluzione del sesquicloruro verde recentemente preparata presenta un fenomeno singolare e di cui non ancora si è data una spiegazione sodisfacente. Versandovi del nitrato d'argento, non si precipitano che i due terzi del cloro che contiene, e nel liquido rimane un ossicloruro di cromo, che ha per formula Cr^2O^2Ch, e sul quale i sali d'argento non hanno azione. Questa reazione non sembra favorevole all'opinione di que'Chimici che pretendono spiegare l'isomeria de'due cloruri, ammettendo che il cloruro idrato sia una combinazione di sesquiossido di cromo coll'acido idroclorico.

Sesquibromuro $= Cr^2Br^3$ — È verde, solubile nell'acqua, e si prepara disciogliendo il sesquiossido di cromo idrato nell'acido idrobromico.

Sesquifluoruro $= Cr^2F^3$ — Si ottiene disciogliendo il sesquiossido di cromo nell'acido idrofluorico. Dopo l'evaporazione del liquido resta una sostanza verde, cristallina e solubilissima nell'acqua.

Trifluoruro $= CrF^3$ — Per ottenerlo si distilla in un apparato di piombo o di platino un miscuglio di bicromato di potassa, fluoruro di calcio e acido solforico fumante. Il prodotto è gassoso, ma col raffreddamento si condensa in un liquido di color rosso somigliantissimo all'acido clorocromico. Attacca prontamente i vasi di vetro, e non si può raccogliere che in vasi di piombo o di platino. Tale circostanza ha im-

pedito sinora di esaminare le sue proprietà, e per conseguenza è pochissimo conosciuto.

Azoturo — Si ottiene riscaldando il sesquicloruro di cromo in una corrente di gas ammoniaco secco. È una polvere bruna, la quale riscaldata nel gas ossigeno, si accende, trasformandosi in ossido di cromo, gas azoto e acido iponitrico. Non si conosce ancora la sua composizione quantitativa.

Fosfuro = Cr^2P — Si può ottenere direttamente, riscaldando il metallo nel vapor di fosforo, o calcinando un miscuglio di fosfato di cromo e polvere di carbone. Si prepara ancora, secondo Rose, facendo passare dell' idrogeno fosforato sul cloruro di cromo anidro fortemente arroventato in un tubo. È una polvere nera insolubile negli acidi, ed inattaccabile dalle soluzioni alcaline.

VANADIO

Questo metallo era stato indicato col nome di *eritronio* sin dal 1801 da Del Rio, il quale lo trovò in un minerale di piombo del Messico. Descotils, che in seguito ripetè l'analisi del minerale scoperto da Del Rio, pretese dimostrare che l'eritronio non era altro che cromo impuro; sicchè d'allora in poi si riguardò questo minerale come cromato di piombo. Nel 1830 Sefström annunziò d'avere scoperto in una specie di ferro svedese, un nuovo metallo, al quale diede il nome di *vanadio*. Wöhler, qualche tempo dopo, provò che il preteso cromato di piombo di Descotils era vanadato di piombo, e confermò la scoperta di Del Rio. Schultz ha trovato inoltre il vanadio in due minerali di ferro di Temnitz nell' Alta Silesia, e nelle scorie del ferro fabbricato a Myslowitz cogli stessi minerali. Oggi il vanadio si estrae, sia dalle scorie vanadifere anzidette, sia da alcuni minerali di ferro dell'Harz.

Estrazione— Il vanadio si ottiene decomponendo l'acido vanadico per mezzo del potassio coll'aiuto del calore.

Proprietà — Questo metallo è bianco, e somiglia moltissimo all' argento, o meglio ancora al molibdeno. È fragilissimo, e si lascia ridurre in polvere con molta facilità. Gli acidi solforico, idroclorico, e idrofluorico, anche concentratissimi, non l' attaccano, nemmeno al calore dell'ebollizione; ma l'acido nitrico e l' acqua regia lo disciolgono prontamente, producendo una soluzione di un bel colore azzurro.

Protossido di vanadio = VO — Quest'ossido possiede uno splendore semimetallico e l'apparenza della grafite. Abbandonato all'aria, si ossida a poco a poco, senza cambiare visibilmente d'aspetto, e si trasforma in biossido di vanadio. Se s'immerge nell'acqua, si ossida egualmente, e passa allo stato di vanadato di vanadio, che disciogliendosi, colora il liquido in verde. Il gas idrogeno non riduce quest'ossido, nemmeno quando è fortemente arroventato in una canna di porcellana. Gli acidi e le basi non vi si combinano, di guisa che il protossido di vanadio non forma sali.

Si ottiene facendo arroventare l'acido vanadico in una corrente di gas idrogeno.

Biossido $= VO^2$ — Quest'ossido è nero, ed insolubile nell'acqua; ma dopo d'esservi rimasto lungo tempo in contatto, la colora in verde. Gli acidi lo disciolgono, producendo delle soluzioni azzurre, in cui quest'ossido fa l'ufficio di base. Si combina pure colle basi, formando dei composti salini, in cui fa le veci di acido.

Per ottenerlo allo stato anidro si mescolano 19 parti di protossido di vanadio con 23 di acido vanadico, e si fa bene arroventare il miscuglio in un'atmosfera di acido carbonico.

Il biossido idrato è bianco, e si può ottenere precipitando un sale di vanadio per mezzo della potassa.

Acido vanadico $= VO^3$ — Questo composto si può ottenere direttamente dai minerali di ferro di Haverloch nell'Harz col metodo seguente. Si riduce il minerale in polvere finissima, e si fa arroventare con $\frac{1}{4}$ del suo peso di nitro per circa mezz'ora. Si polverizza la massa ottenuta, si fa bollire con una piccola quantità d'acqua, indi si acidula la soluzione con acido nitrico, e si precipita con ammoniaca: il precipitato che si forma si compone in massima parte di allumina combinata coll'acido fosforico. Si filtra il liquido, si precipita con cloruro di bario, e si raccoglie il precipitato, che è composto di vanadato, cromato e fosfato di barite. Facendo bollire il miscuglio di questi tre sali con un leggiero eccesso di acido solforico diluito, tutta la barite si converte in solfato insolubile, e nel liquido restano disciolti gli acidi fosforico, cromico e vanadico coll'eccesso dell'acido solforico impiegato. La soluzione saturata con ammoniaca, evaporata ad un grado conveniente di concentrazione, e finalmente lasciata in contatto per un certo tempo con un pezzo di sale ammoniaco, deposita il vanadato d'ammoniaca in polvere cristallina, che lavata con una soluzione satura di sale ammoniaco, nella quale è insolubile, e finalmente calcinata all'aria libera, lascia per residuo l'acido vanadico perfettamente puro.

L'acido vanadico è di color giallo di ruggine, insipido e senza odore; arrossa fortemente la carta di laccamuffa; si fonde al calor rosso senza perdere ossigeno, purchè durante il riscaldamento si preservi dal contatto delle sostanze combustibili. L'acido fuso cristallizza raffreddandosi, e al momento in cui comincia a solidificarsi, si vede un cerchio luminoso, che dalla periferia si propaga al centro della massa, la quale resta rovente finchè dura la cristallizzazione. La massa solidificata è intieramente composta di cristalli intrecciati di color rosso gialliccio. L'acqua ne discioglie una piccola quantità, colorandosi in giallo chiaro.

Gli acidi e le sostanze organiche trasformano facilmente in ossido l'acido vanadico, anche ad una temperatura non molto elevata. Fuso al cannello col sal di fosforo, produce un vetro verde simile a quello che si ottiene coll'ossido di cromo; ma ne differisce perchè alla fiamma ossidante diviene di color giallo.

L'acido vanadico combinandosi col biossido di vanadio in varie pro-

porzioni, dà luogo a differenti composti di color verde o porporino, che l'acqua discioglie acquistando lo stesso colore.

Solfuri di vanadio — Se ne conoscono due, corrispondenti l'uno al biossido di vanadio, l'altro all'acido vanadico, e si conducono entrambi da solfoacidi rispetto alle solfobasi. Il bisolfuro si ottiene versando la soluzione di un solfidrato alcalino in quella di un sale di biossido di vanadio, e precipitando il liquido misto con acido solforico o idroclorico. Il trisolfuro si prepara trattando collo stesso metodo un vanadato solubile.

Bicloruro $= VCh^2$ — Questo composto non è ancora conosciuto allo stato anidro; ma si ottiene facilmente in soluzione, disciogliendo l'acido vanadico nell'acido idroclorico concentrato, e riscaldando il liquido; durante l'operazione sviluppasi gas cloro e rimane una soluzione azzurra di bicloruro, che si può spogliare di ogni traccia di percloruro, facendola digerire col protossido di vanadio.

Percloruro $= VCh^3$ — S'ottiene facendo passare del gas cloro sopra un miscuglio bene arroventato di protossido di vanadio e di carbone. È un liquido di color giallo pallido e molto volatile.

Il bibromuro ed il biioduro di vanadio rassomigliano al bicloruro, e si preparano collo stesso metodo, sostituendo gli acidi idrobromico e idroiodico all'acido idroclorico.

QUARTA SEZIONE

Metalli che non decompongono l'acqua a freddo in presenza degli acidi liberi, come quelli delle sezioni precedenti, ma che possono decomporla, quando sono riscaldati alla temperatura del calor bianco:

Tunsteno	Niobio
Molibdeno	Pelopio
Osmio	Ilmenio.
Tantalio	

TUNSTENO

Il tunsteno si trova nel regno minerale allo stato di acido tunstico combinato ora con la calce, ora cogli ossidi di ferro e di manganese nel minerale che porta il nome di *Wolfram*.

Estrazione — Il metallo si ottiene riscaldando l'acido tunstico o il bicloruro di tunsteno ad un'altissima temperatura in una corrente di gas idrogeno.

Proprietà — Questo metallo si presenta allo stato di polvere scura quasi nera, così poco fusibile, che appena si agglomera alla temperatura in cui si fonde il manganese. Esposto alla fiamma del cannello a gas

ossidrogeno, si fonde, e solidificato è di color bianco grigiastro, fragile, e duro a tal segno, che scalfisce l'agata ed altre pietre dure. La sua densità è fra 17,22 e 17,6. All'ordinaria temperatura non si ossida in contatto dell'aria; ma se si riscalda ne attira l'ossigeno, si converte in ossido ed al calor rosso si accende, trasformandosi in acido tunstico. Il tunsteno non decompone l'acqua; non ha azione sull'acido idroclorico nè sull'acido solforico; ma si ossida in contatto dell'acido nitrico o dell'acqua regia, e si converte in acido tunstico. Combinandosi coll'ossigeno, forma due composti, cioè un biossido ed un acido.

Biossido di tunsteno = WO^2 — Si può ottenere riscaldando l'acido tunstico in una corrente di gas idrogeno alla temperatura del calor rosso nascente.

Quest'ossido è nero o di color pulce, insipido ed infusibile. Riscaldato in contatto dell'aria, si accende e brucia come l'esca, trasformandosi in acido tunstico. Se vien calcinato cogl'idrati di potassa o di soda, esso decompone l'acqua di tali composti, sicchè si sviluppa gas idrogeno e si forma un tunstato alcalino. Quest'ossido non si combina cogli acidi, tranne l'acido tunstico, col quale forma un composto che sarà descritto frai sali all'articolo *tunstati.*

Il biossido di tunsteno forma colla soda un composto dotato di proprietà singolarissime, che è stato scoperto da Vöhler, ed ha per formula $NaO+2WO^2$. Per prepararlo, si fa disciogliere dell'acido tunstico nel tunstato di soda fuso coll'azione del calore, e si riduce la massa di color rosso che ne risulta, facendola arroventare in una corrente di gas idrogeno. Trattando con acqua il prodotto, si discioglie il tunstato neutro non decomposto, e resta allo stato insolubile la combinazione in esame sotto forma di piccoli cubi regolari di color giallo, e di aspetto metallico, che hanno la più grande somiglianza coll'oro. Il prodotto che si ottiene da tale reazione è così stabile, che non viene decomposto nè dall'acido nitrico, nè dall'acido solforico, nè dall'acqua regia, nè dalle soluzioni alcaline, e solo si discioglie nell'acido idrofluorico. Il gas ossigeno, il solfo, il cloro lo decompongono ad un'alta temperatura. Questo composto non si può preparare trattando direttamente il biossido di tunsteno colla soda caustica, nè si è riuscito ad ottenere delle combinazioni analoghe colla potassa o colle terre alcaline.

Acido tunstico = WO^3 — Il miglior metodo per preparare tale composto è il seguente, proposto da Bucholz. Si fa fondere il *Wolfram* in un crogiuolo di platino col doppio del suo peso di carbonato di potassa; si tratta il prodotto della fusione con acqua mescolata con un poco d'alcole, si precipita la soluzione alcalina con cloruro di calcio, si lava con acqua il tunstato di calce ottenuto, e finalmente si decompone con acido idroclorico, che discioglie la calce e lascia intatto l'acido tunstico. Se il prodotto ottenuto con tale trattamento non fosse del tutto puro, e contenesse, come suole accadere, delle vestigia d'ossido di ferro e di manganese, si può facilmente depurare, come ha consigliato Schneider, disciogliendolo nell'ammoniaca, decomponendo la

soluzione filtrata con acido idroclorico, e facendo digerire il precipitato con acqua regia. Se dopo questo primo trattamento l'acido tunstico non è ancora perfettamente puro, si può disciogliere di nuovo nell'ammoniaca, precipitare con acido idroclorico e trattare il precipitato con acqua regia, ripetendo alternativamente le stesse operazioni, finchè siasi intieramente raggiunto lo scopo.

L'acido in esame è solido, di color giallo cedrino, insipido, senza odore e senza azione sulla tintura di laccamuffa. Esso non si fonde coll'azione del fuoco, ma acquista una tinta verdastra. Fatto arroventare in una corrente di gas idrogeno, si converte in biossido di tunsteno, e ad una temperatura molto più elevata si riduce allo stato metallico, sebbene con immensa difficoltà. Nell'acqua pura è del tutto insolubile, solubilissimo al contrario nell'acido idrofluorico, e nelle soluzioni di soda, di potassa e di ammoniaca.

Esaminando le reazioni de'tunstati, Laurent ha trovato che non tutti racchiudono lo stesso acido, ma che esistono 5 o 6 modificazioni isomere dell'acido tunstico, le quali differiscono per le proprietà e per la capacità di saturazione. Questi acidi combinandosi coll'acqua, formano diversi idrati, e coll'ammoniaca dei sali che differiscono per la composizione e per le proprietà. I sali ammoniacali si decompongono colla calcinazione, lasciando un residuo WO^3, che sebbene della stessa composizione elementare, presenta delle proprietà diverse, a seconda del sale da cui deriva, e disciogliendosi nell'ammoniaca, rigenera un sale ammoniacale della stessa specie di quello che è stato adoperato per ottenerlo. Laurent ammette ne' tunstati i seguenti tipi:

1° *Tunstati*	— Acido anidro	$= WO^3$
	« idrato	$= HO + WO^3$
	Sale	$= MO + WO^3$
2° *Isotunstati*	— Acido anidro	$= W^2O^6$
	« idrato	$= HO + W^2O^6$
	Sale	$= MO + W^2O^6$
3° *Metatunstati*	— Acido anidro	$= W^3O^9$?
	« idrato	$= HO + W^3O^9$?
	Sale	$= MO + W^3O^9$?
4° *Paratunstati*	— Acido anidro	$= W^4O^{12}$
	« idrato	$= 2HO + W^4O^{12}$
	Sale	$= 2MO + W^4O^{12}$
5° *Politunstati*	— Acido anidro	$= W^6O^{18}$
	« idrato	$= 3HO + W^6O^{18}$
	Sale	$= 3MO + W^6O^{18}$.

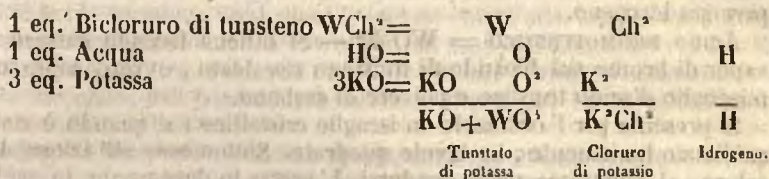
Ma prima d'ammettere come dimostrata l'esistenza di tutti questi tipi salini, bisogna attendere che delle nuove esperienze vengano a confermarla.

Solfuri di tunsteno — Si conosce un bisolfuro ed un trisolfuro

corrispondenti al biossido di tunsteno ed all' acido tunstico. Il primo si ottiene arroventando dell'acido tunstico puro col cinabro, ovvero il metallo in contatto del solfo. Il trisolfuro si prepara disciogliendo l'acido tunstico per mezzo di un solfidrato alcalino, e precipitando la soluzione con un acido in eccesso.

Bicloruro $=WCh^2$— Si ottiene riscaldando il tunsteno in una corrente di gas cloro; ma il prodotto non è puro se non dopo d' essere stato sublimato parecchie volte in un' atmosfera di gas cloro, per separarlo da un altro composto che si forma nel tempo stesso, e che essendo meno volatile, resta sotto forma solida.

È una sostanza di color rosso carico, fusibilissima e cristallizzata in aghi ammassati, che coll'azione del calore si volatilizzano, producendo un vapore rosso. Se si riscalda questo composto in contatto dell'aria, esso si decompone, trasformandosi in acido tunstico. L' acqua lo decompone egualmente in acido idroclorico ed in biossido di tunsteno. Le soluzioni alcaline lo disciolgono con produzione d' un cloruro e d' un tunstato alcalino, e sviluppo di gas idrogeno; difatti si ha:

1 eq. Bicloruro di tunsteno	$WCh^2=$	W	Ch^2	
1 eq. Acqua	$HO=$	O		H
3 eq. Potassa	$3KO=$	$KO \quad O^2$	K^2	
		$KO+WO^3$	K^2Ch^2	H
		Tunstato di potassa	Cloruro di potassio	Idrogeno.

Cloruro intermedio $W^2Ch^5 = WCh^2+WCh^3$ — Questa combinazione si forma unitamente al bicloruro quando si riscalda il tunsteno in un' atmosfera di gas cloro. Esso è meno volatile del primo, circostanza che permette di separarli per mezzo del calore. È una sostanza capace di cristallizzare in prismi di color rosso bruno, fragili, fusibili e volatili. Il suo vapore è di color giallo rossastro. Riscaldato in contatto dell'aria, si trasforma in bicloruro ed in acido clorotunstico $=WO^2Ch$; nell'acqua si decompone, trasformandosi in acido idroclorico ed in tunstato di tunsteno$=WO^2+WO^3$.

Acido clorotunstico $= WO^2Ch$—Questo composto che corrisponde all' acido clorocromico si ottiene, sia riscaldando il biossido di tunsteno nel gas cloro, sia riscaldando in contatto dell'aria il cloruro $WCh^2 + WCh^3$ precedentemente descritto.

Si presenta in pagliuole cristalline di color giallo, che si possono sublimare, e che in contatto dell'acqua si decompongono, producendo acido tunstico ed acido idroclorico.

Bibromuro di tunsteno $= WBr^2$ — Si prepara come il bicloruro, riscaldando il tunsteno nel vapore di bromo: il metallo in questa esperienza brucia, producendo un vapore di color giallo rossastro, il quale si condensa in un prodotto cristallino, che è un miscuglio di bibro-

muro e d'un composto intermedio della formula WBr^2+WBr^3 analogo al prodotto clorurato che si forma per la reazione del cloro sul tunsteno metallico. Il bibromuro, essendo più volatile, si separa facilmente dall'altro prodotto, sublimando il miscuglio in un' atmosfera di acido carbonico.

Il bibromuro di tunsteno sublimato si presenta cristallizzato in aghi neri, lanosi, deliquescenti, che riscaldati si fondono facilmente, e poi si sublimano, producendo de' vapori giallo-rossastri, che si decompongono in contatto dell'acqua.

Bromuro intermedio $=WBr^2+WBr^3$ — Corrisponde al cloruro della stessa denominazione, tanto per il modo di prodursi, quanto per la composizione. È una sostanza di color nero traente all' azzurro, che bolle e si sublima ad una temperatura prossima a quella in cui si fonde, producendo un vapore di color rosso porporino scuro. Raffreddandosi si rapprende in una massa compatta cristallina o in prismi quadrati risplendenti. Questa sostanza si decompone in contatto dell' acqua, formando acido idrobromico e tunstato di tunsteno, che si precipita, e si discioglie nelle soluzioni degli alcali caustici, senza sviluppare gas idrogeno.

Acido bromotunstico $= WO^2Br$ — Si ottiene facendo passare il vapor di bromo sul biossido di tunsteno riscaldato, ovvero sopra un miscuglio d'acido tunstico e polvere di carbone.

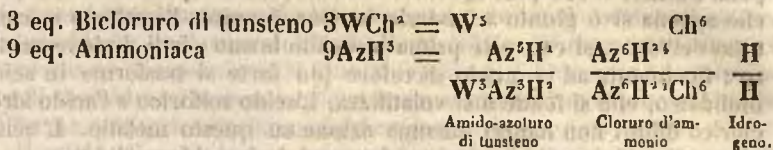
Si presenta per l' ordinario in iscaglie cristalline, e quando è stato sublimato lentamente, in tavole quadrate. Sottomesso all' azione del calore, si volatilizza senza fondersi. L' acqua lo decompone in acido tunstico ed in acido idrobromico.

Fosfuri di tunsteno — Si conoscono due combinazioni di fosforo e tunsteno scoperte entrambe da Wright. La prima ha per formula W^3P^2, e si ottiene facendo arroventare il tunsteno in polvere in una corrente di vapor di fosforo. Si presenta sotto l'aspetto di polvere grigia difficilmente ossidabile.

L'altro composto, che ha per formula W^4P, si ottiene riscaldando per circa un'ora un miscuglio di acido fosforico ed acido tunstico in un crogiuolo di carbone alla temperatura della fusione del nichelio. Il prodotto è cristallizzato in belli mammelloncini alla superficie, e nell'interno presenta delle cavità tapezzate di cristalli, alcuni de'quali sono de'prismi lunghi e sottili, che hanno la forma e gli angoli del gesso, col quale per conseguenza sono isomorfi, senza che si possa spiegare la causa di tale isomorfismo. Questi cristalli hanno il colore e lo splendore dell'acciaio, non si alterano alla temperatura in cui si fonde il manganese, e riscaldati nell'ossigeno, bruciano con fiamma risplendente, come pure in contatto del clorato di potassa fuso. Gli acidi non vi hanno azione e nemmeno l'acqua regia. La loro densità è di 5,207.

Amido-azoturo di tunsteno $= W^2Az^2H^2$ — Questo composto scoperto da Wöhler, si ottiene saturando il bicloruro di tunsteno con gas ammoniaco, e riscaldando il prodotto in una corrente dello stesso gas, senza oltrepassare la temperatura a cui si volatilizza il cloruro d' am-

monio risultante dalla reazione :

3 eq. Bicloruro di tunsteno	$3WCh^2 =$	W^3		Ch^6	
9 eq. Ammoniaca	$9AzH^3 =$		Az^3H^2	Az^6H^{24}	H
		$W^3Az^3H^2$		$Az^6H^{24}Ch^6$	H
		Amido-azoturo di tunsteno		Cloruro d'ammonio	Idrogeno.

Wöhler riguarda tale sostanza come una combinazione di azoturo ed amiduro di tunsteno ; difatti $2WAz+WAzH^2=W^3Az^3H^2$. Il prodotto ottenuto col metodo precedentemente descritto , ritiene ostinatamente qualche traccia di sale ammoniaco e di cloruro di tunsteno, sicchè per ispogliarlo da tali impurità , bisogna lavarlo prima con una soluzione di potassa , poi con ammoniaca , e finalmente con acqua.

È una sostanza nera ed agglutinata, che possiede uno splendore semi-metallico simile a quello della grafite, e che riscaldata in contatto dell'aria , sulle prime sviluppa ammoniaca , poi si accende trasformandosi in acido tunstico. Se si riscalda in vasi chiusi alla temperatura della fusione dell'argento , perde idrogeno ed azoto , e lascia un residuo di tunsteno metallico. Fusa coll'idrato di potassa , sviluppa ammoniaca e gas idrogeno, e si trasforma in tunstato di potassa. Le soluzioni acide o alcaline non l'alterano.

Questo composto riscaldato in una corrente di gas idrogeno, sviluppa ammoniaca , e si converte sulle prime in un altro amido-azoturo diverso dal precedente , dal quale si distingue per il colore grigiastro della sua polvere, e che secondo Wöhler , ha per formula $W^2Az+WAzH^2=W^3Az^2H^2$. Continuando l'esperienza, si decompone anche questo secondo prodotto , sviluppando ammoniaca, e finalmente resta del tunsteno metallico.

Oltre questi due composti, Wöhler ammette ancora un ossi-amido-azoturo della formula $3WAz+W^2AzH^4+2WO^3=W^7Az^4H^4O^6$, che si ottiene riscaldando l'acido tunstico in una corrente di gas ammoniaco. Siccome peraltro tale composto si decompone col riscaldamento , sviluppando un miscuglio gassoso d'azoto e idrogeno , è molto probabile che la formula precedente , la quale si allontana dalla semplicità dei rapporti che s' incontrano ne' composti inorganici , esprima la composizione d'un prodotto che ha già subito un cominciamento di decomposizione.

MOLIDDENO

Il molilddeno non si trova nel regno minerale che allo stato di bisolfuro , ovvero allo stato di acido moliddico combinato coll' ossido di piombo nel moliddato di piombo.

Estrazione — Si prepara riducendo l'acido moliddico ad una temperatura elevatissima per mezzo del carbone o del gas idrogeno.

Proprietà — Questo metallo è bianco, capace di pulimento ed appena duttile. Il suo peso specifico è di 8,6, ed è talmente refrattario, che appena si è giunto a fonderlo in piccoli grani. Riscaldato in contatto dell'aria, si converte prima in ossido bruno, indi diviene azzurro; finalmente ad un grado di calore più forte si trasforma in acido moliddico, che si fonde e si volatilizza. L'acido solforico e l'acido idroclorico diluiti non hanno nessuna azione su questo metallo. L'acido nitrico l'ossida rapidamente, trasformandolo in acido moliddico.

Combinandosi coll'ossigeno forma tre composti, i quali per la stessa quantità di metallo contengono delle quantità d'ossigeno che stanno nel rapporto di 1 : 2 : 3.

Protossido di moliddeno = MoO — L'ossido anidro si prepara calcinando l'ossido idrato fuori del contatto dell'aria. Per ottenere l'ossido idrato, si versa dell'acido idroclorico nella soluzione d'un moliddato alcalino, finchè l'acido moliddico da prima precipitato sia ridisciolto dall'acido idroclorico versato in eccesso. Tuffando nella soluzione un pezzo di zinco, il liquido diviene azzurro sulle prime, poi rossastro ed in ultimo nero. In tale stato contiene del cloruro di zinco e del protocloruro di moliddeno; versandovi un eccesso di potassa, si precipita ossido di zinco che si ridiscioglie nel liquido alcalino, e rimane allo stato insolubile l'ossido idrato di moliddeno.

L'ossido anidro è nero ed insolubile negli alcali. Riscaldato all'aria libera, si accende e si converte parte in biossido, parte in acido moliddico. Se si riscalda fuori del contatto dell'aria, diviene tutto ad un tratto incandescente, e perde la sua solubilità negli acidi.

L'ossido idrato ha lo stesso colore dell'ossido anidro; si discioglie negli acidi e nel carbonato d'ammoniaca. Esposto all'aria, passa rapidamente allo stato di biossido di moliddeno, ond'è che non appena precipitato bisogna raccoglierlo, lavarlo rapidamente con acqua privata d'aria per mezzo dell'ebollizione, e disseccarlo nel vuoto.

Biossido = MoO^2 — Il biossido anidro si prepara calcinando il moliddato d'ammoniaca. L'idrato si può ottenere trasformando una soluzione di acido moliddico nell'acido idroclorico in bicloruro di moliddeno per mezzo del rame metallico. Precipitando il liquido con ammoniaca in eccesso, l'ossido di rame resta disciolto, ed il biossido di moliddeno si deposita.

È di color bruno, insolubile nell'acqua, negli acidi e negli alcali. L'ossido idrato è di color giallo di ruggine, ed arrossa sensibilmente la tintura di laccamuffa. Esposto all'aria, diviene di color verde o azzurro, trasformandosi in moliddato di biossido di moliddeno. Riscaldato nel vuoto, perde tutta l'acqua e diventa anidro. È un poco solubile nell'acqua pura, più solubile ancora negli acidi e nelle soluzioni de'carbonati e dei bicarbonati alcalini.

Acido moliddico = MoO^3 — Si prepara riscaldando il solfuro di moliddeno nativo all'aria libera, ed agitando di tanto in tanto la massa per impedirle di agglutinarsi: il solfo si volatilizza allo stato di acido solforoso, ed il moliddeno si trasforma in acido moliddico. Siccome peraltro

riman sempre nel residuo un poco di solfuro indecomposto, giova umettarlo con qualche goccia di acido nitrico, e poi calcinarlo di nuovo: questa operazione ripetuta più volte di seguito, finisce di ossidare il solfuro di molibdeno, trasformandolo in acido molibdico. Finalmente si tratta il prodotto con ammoniaca, si filtra il liquido e si decompone la soluzione di molibdato d'ammoniaca per mezzo d'un acido: il precipitato che si forma costituisce l'acido molibdico puro.

È solido, di color bianco grigiastro, ed appena sapido; arrossa debolmente la tintura di laccamuffa, e si discioglie in piccola proporzione nell'acqua. Esposto all'azione del fuoco, si fonde e poscia si volatilizza. L'acido fuso cristallizza solidificandosi.

Secondo Anderson, l'acido molibdico forma coll'acido solforico un composto cristallizzato, che ha per formula $MoO^3,3SO^3+2HO$.

Si è ammesso un altro grado d'ossidazione del molibdeno di colore azzurro, che alcuni riguardandolo come un acido, hanno chiamato *acido molibdoso*; ma esso non è altro che una combinazione di acido molibdico con ossido di molibdeno, cioè un molibdato di molibdeno, che sarà descritto fra'sali.

Solfuri di molibdeno — Se ne conoscono due, cioè un bisolfuro corrispondente al biossido che si trova nel regno minerale cristallizzato in lamine di color grigio di piombo somiglianti alla grafite, ed un trisolfuro corrispondente all'acido molibdico, il quale si prepara facendo passare dell'idrogeno solforato in una soluzione concentrata di molibdato di potassa o di soda, e decomponendo con un acido il solfosale prodotto.

Cloruri — Si conoscono tre cloruri di molibdeno, che si possono ottenere trattando coll'acido idroclorico le combinazioni corrispondenti del molibdeno coll'ossigeno. Questi cloruri corrispondono per conseguenza agli ossidi, e per un equivalente di metallo contengono 1, 2, 3 equivalenti di cloro.

Lo stesso intendasi delle combinazioni del molibdeno cogli altri alogeni.

OSMIO

Fu scoperto da Smithson Tennant nel 1803.

L'osmio si trova naturalmente combinato coll'iridio in un minerale particolare che accompagna la miniera di platino, e si chiama *osmiuro d'iridio*. Questo composto si trova spesso isolato in grani, ora arrotondati, ora lamellari e cristallini, durissimi, e dotati di apparenza metallica; quasi sempre peraltro i minerali di platino contengono un poco di osmiuro d'iridio, il quale si ottiene come residuo, quando si discioglie il ridetto minerale nell'acqua regia.

Estrazione — Per estrarre l'osmio dal minerale di platino, s'introduce in un crogiuolo di terra un miscuglio di una parte di minerale e tre di nitro, e si calcina per un'ora ad un'alta temperatura. In tale operazione si sviluppano vapori abbondanti di acido osmico, che si possono raccogliere. Quando la massa ha preso una consistenza pastosa, si ritrae

dal crogiuolo e si cola sopra una lastra metallica. L'osmiuro d'iridio è trasformato dal nitro in osmiato ed iridato di potassa. Il miscuglio de'due sali polverizzato rapidamente, introdotto in una storta tubulata e distillato con un grande eccesso di acido nitrico, dà per prodotto l'acido osmico perfettamente bianco, che cristallizza nel recipiente. Il residuo della distillazione va trattato prima con acqua, che discioglie i sali solubili, poscia con acqua regia, che trasforma gli ossidi d'osmio e d'iridio ne'corrispondenti cloruri. Versando del sale ammoniaco nella soluzione acida, si forma un precipitato bruno, che contiene i cloruri d'osmio e d'iridio combinati col cloruro d'ammonio. Finalmente si tratta il precipitato con acqua ed acido solforoso, che discioglie il cloruro d'iridio, lasciando intatto il doppio cloruro d'osmio e d'ammonio. Quest'ultimo riscaldato in una corrente di gas idrogeno, lascia l'osmio puro per residuo.

Proprietà — L'osmio, a seconda del metodo con cui è stato ridotto, si presenta ora in polvere nera priva d'apparenza metallica, ora compatto, di color bianco grigiastro traente all'azzurro, non molto diverso dal platino. È fragile a segno, che si lascia ridurre in polvere senza difficoltà; in vasi chiusi non si fonde, nè si volatilizza; ma riscaldato all'aria libera, si converte in acido osmico, che si riduce in vapori. Per questa ragione l'osmio polveroso è combustibilissimo, ed acceso in un punto, la combustione si propaga a tutto il resto della massa, che si converte in vapori di acido osmico.

L'osmio che non ha ancora sperimentata l'azione di un'alta temperatura, si scioglie facilmente nell'acido nitrico e nell'acqua regia, passando allo stato di acido osmico; ma dopo di essere stato arroventato, non vi si discioglie menomamente.

L'ossigeno ed il solfo formano ciascuno cinque composti col metallo in esame, i quali per un equivalente d'osmio ne contengono 1, 1 $\frac{1}{2}$, 2, 3, 4 del corpo metalloide. Il cloro, dal suo canto forma de'composti corrispondenti.

Protossido d'osmio = OsO — Si prepara precipitando una soluzione del cloruro doppio d'osmio e di potassio per mezzo della potassa caustica. L'idrato così ottenuto ritiene ostinatamente un po'di potassa in combinazione, che non si può togliere lavandolo con acqua. È una sostanza di color verde scuro, che messa in contatto degli acidi, vi si discioglie, formando delle soluzioni di color verde. Il gas idrogeno riduce quest'ossido, anche alla temperatura ordinaria. Scaldato in vasi chiusi, perde l'acqua che contiene; ma se l'esperienza si fa all'aria libera, si ossida maggiormente e si volatilizza. Se si riscalda con un corpo combustibile, si riduce allo stato metallico, producendo un'esplosione.

Sesquiossido = Os^2O^3 — Non è conosciuto allo stato libero, ma esiste, secondo Berzelius, in combinazione coll'ammoniaca. Il composto ammoniacale si prepara facendo digerire ad una temperatura di 40° o 50° un miscuglio di acido osmico ed ammoniaca: si sviluppa gas azoto e si precipita il sesquiossido ammoniacale. Questo composto è nero, ed ha la proprietà singolare di disciogliersi negli acidi senza decomporsi,

mentre gli alcali lo precipitano da tali soluzioni nello stesso stato di prima. Tutto per conseguenza induce a credere che quest' ossido ammoniacale sia una base complessa analoga a quelle che l'ammoniaca forma cogli ossidi di cobalto, di platino e di mercurio, ed il suo esame sarebbe oltremodo interessante. L'ossido d'osmio ammoniacale, quando vien riscaldato, si fonde emettendo luce, e lasciando un residuo di osmio metallico: nel tempo stesso si sviluppa vapor d'acqua e gas azoto.

Biossido $= OsO^2$ — Si prepara decomponendo il doppio cloruro d'osmio e di potassio $= KCh + OsCh^2$ con una soluzione di carbonato di potassa o di soda: il precipitato che si forma ritiene quasi sempre un poco d'alcali, che si può facilmente separare per mezzo dell'acido idroclorico diluito, il quale discioglie l'alcali, senza attaccare il biossido d'osmio.

È nero, insolubile negli acidi ed inalterabile al fuoco, quando si riscalda fuori del contatto dell'aria. Riscaldato all'aria, si converte in acido osmico che si volatilizza. Il gas idrogeno lo riduce allo stato metallico, anche senza il soccorso del calore.

Acido osmioso $= OsO^3$ — Questo acido non si conosce che combinato con le basi, e se si tenta d'isolarlo, esso si decompone immediatamente in biossido d'osmio ed in acido osmico, e difatti $OsO^4 + OsO^2 = 2OsO^3$. L'osmito di potassa si ottiene trattando una soluzione di osmiato della stessa base con alcole, ovvero con una soluzione di azotito di potassa. L'acido osmico cede ossigeno, che nel primo caso ossida gli elementi dell'alcole, nel secondo trasforma l'azotito di potassa in azotato, e si converte esso stesso in acido osmioso.

Acido osmico $= OsO^4$ — Il miglior metodo per ottenere questo composto, consiste nel riscaldare l'osmio in una corrente di gas ossigeno, raccogliendo in un apposito apparecchio il prodotto che si sublima. Si può ancora preparare, ossidando l'osmio coll'acido nitrico.

L'acido osmico è senza colore, di odore penetrantissimo, di sapore acre e bruciante, ma non acido. Si fonde prima di 100°, ed un poco al di là bolle e si riduce in vapore. L'acqua lo discioglie abbondantemente, l'alcole e l'etere fanno lo stesso; ma le soluzioni in poco tempo si decompongono, lasciando precipitare dell'osmio metallico. L'idrogeno che riduce a freddo gli ossidi precedenti, ha bisogno del soccorso del calore per ridurre l'acido osmico. Gittato sui carboni accesi, si decompone istantaneamente producendo un'esplosione. Il mercurio e gli altri metalli che per l'ossigeno hanno maggiore affinità, lo riducono per via umida. La sua affinità per le basi è debolissima, tanto che non giunge ad espellere l'acido carbonico dai carbonati, e la maggior parte degli osmiati si decompongono col semplice riscaldamento.

Fritzsche e Struve hanno annunziato la scoperta di un acido d'una composizione molto singolare, al quale hanno dato il nome bizzarro di *acido osman-osmico*. Questo composto, secondo i Chimici precitati, si forma quando si mescola coll'ammoniaca la soluzione d'un osmiato contenente un eccesso di base. Ma siccome la formula Os^2AzO^5 da essi attribuita all'acido osman-osmico, non dà ragione del modo in cui questo corpo si produce per la reazione dell'ammoniaca sull'acido osmico, que-

sta circostanza lascia de' dubbi sull'esattezza della formula preindicata.

I sali dell'acido osman-osmico sono più o meno solubili e cristallizzabili; si decompongono con esplosione, tanto col riscaldamento, quanto colla percussione; solo il sale di mercurio si lascia tranquillamente sublimare. Si può isolare l'acido osman-osmico decomponendo il sale di barite per mezzo dell'acido solforico. Si ottiene per tal modo una soluzione di color giallo, che si decompone facilmente quando si cerca di concentrarla.

Clorur d'osmio — Il protocloruro ed il bicloruro si ottengono riscaldando semplicemente il metallo nel gas cloro. Il sesquicloruro non si conosce che in combinazione col cloruro d'ammonio. Il doppio cloruro d'osmio e d'ammonio si ottiene trattando coll'acido idroclorico il sesquiossido d'osmio ammoniacale già descritto.

Solfuri d'osmio — Corrispondono agli ossidi, sì per il numero che per la composizione. Il protosolfuro, il sesquisolfuro ed il bisolfuro si ottengono trattando coll'idrogeno solforato i cloruri corrispondenti. Il quatrisolfuro si prepara facendo agire l'idrogeno solforato sull'acido osmico disciolto nell'acqua.

TANTALIO

La scoperta di questo metallo è dovuta ad Hatchett, che avendolo trovato nel 1801 in un minerale di America, lo chiamò *colombio* in onore di Cristoforo Colombo. Ekeberg lo trovò pure qualche tempo dopo, e lo chiamò *tantalio*, denominazione che i Chimici hanno preferita a quella data da Hatchett. In seguito lo stesso metallo fu scoperto in alcuni minerali rarissimi, quali sono la *tantalite*, l'*ittrotantalite*, l'*eschinite* ed il *pirocloro*.

Rose ha trovato in questi ultimi tempi che le tantaliti non contengono tutte tantalio, siccome prima si credeva. Quelle di Baviera racchiudono invece due nuovi metalli, il niobio ed il pelopio, che hanno una grandissima analogia col tantalio, e col quale furono lungamente confusi; ond'è che per l'estrazione del tantalio non si possono adoperare che le tantaliti di Finlandia. Hermann d'altra parte ha trovato che l'*eschinite* di Siberia non contiene acido tantalico, ma acido niobico in sua vece, e che l'*ittrotantalite* non contiene che *acido ilmenico*, in conseguenza di che ha proposto di cambiare l'antico nome di quest'ultimo minerale in quello d'*ittroilmenite*. Secondo lo stesso Chimico, il *pirocloro* e la *tantalite* contengono de' miscugli di acido tantalico, niobico ed ilmenico.

Estrazione — Il metallo si ottiene riducendo il fluoruro di tantalio per mezzo del potassio.

Proprietà — È nero, polveroso ed infusibile; per l'azione del brunitoio acquista lo splendore ed il colore del ferro. L'aria ed il gas ossigeno non vi hanno azione alla temperatura ordinaria; ma se si riscalda il metallo in presenza di questi corpi, si accende e brucia con vivacità, trasformandosi in acido tantalico. Combinandosi coll'ossigeno, forma due composti, cioè un ossido ed un acido.

Protossido = TaO — Si prepara riscaldando l'acido tantalico ad un fuoco violento in un crogiuolo internamente rivestito di carbone. È una massa porosa, di color grigio scuro, inattaccabile dagli acidi, e capace di acquistare uno splendore simile a quello del ferro, quando viene stropicciata col brunitoio. Riscaldata coll'idrato di potassa o col nitro, si combina a nuova quantità di ossigeno e produce del tantalato di potassa.

Acido tantalico = TaO^2 (1) — Per ottenere questo acido si riduce in polvere finissima la tantalite di Finlandia, si mescola la polvere col sestuplo di bisolfato di potassa, e si fa fondere il miscuglio in un crogiuolo di platino. Raffreddata la massa, si tratta con acqua calda, che discioglie il solfato di potassa, e lascia un miscuglio di acido tantalico, di acido tunstico, di acido stannico e di ossido di ferro. Facendo digerire il residuo con una soluzione di solfidrato d'ammonio, che discioglie l'acido tunstico e l'acido stannico, lasciando indisciolto l'ossido di ferro convertito in solfuro e l'acido tantalico, lavando il precipitato con una debole soluzione di solfidrato d'ammonio, e facendolo poscia bollire con acido idroclorico concentrato, il solfuro di ferro si discioglie trasformandosi in cloruro, e resta l'acido tantalico in polvere bianca.

È una sostanza insipida, infusibile, indecomponibile al fuoco, priva d'azione sulla tintura di laccamuffa, insolubile nell'acqua e negli acidi, tranne l'acido idrofluorico, solubile all'incontro nella soda e nella potassa. Combinandosi coll'acqua, forma un idrato, che ha per formula $2HO+TaO^2$. L'acido tantalico, simile in ciò all'acido stannico e ad altri acidi metallici, si presenta in due modificazioni isomere, che non sono state ancora bene studiate.

Bisolfuro di tantalio = TaS^2 — Il miglior metodo che si conosce per preparare il bisolfuro di tantalio è dovuto ad Enrico Rose, e consiste nel far passare il solfuro di carbonio in vapore sull'acido tantalico bene arroventato.

È una sostanza polverosa, cristallina, grigia e somigliantissima alla grafite. Gli acidi nitrico, solforico, idroclorico e idrofluorico non l'alterano menomamente. L'acqua regia la discioglie coll'ebollizione.

Bicloruro = $TaCh^2$ — Quando scaldasi il metallo nel gas cloro, esso si accende producendo un vapor giallo dello stesso colore del cloro, che è il cloruro in esame. Si ottiene più facilmente il bicloruro di tantalio, facendo passare del cloro ben disseccato sopra un miscuglio di acido tantalico e polvere di carbone arroventato in un tubo di porcellana: il bicloruro si condensa nella parte fredda del tubo in prismi giallastri. In contatto dell'aria umida questo corpo si decompone, sviluppando vapori di acido idroclorico, e si trasforma in una sostanza bianca ed opaca. Messo in contatto dell'acqua, si decompone rapidamente, trasformandosi con grande sviluppo di calorico in acido idroclorico ed in acido tantalico idrato.

(1) Altravolta si ammetteva per l'acido tantalico la formula Ta^2O^3; ma Rose ed Hermann fanno osservare con ragione che l'acido tantalico, niobico, ilmenico, titanico, stannico, ed il biossido di tunsteno si sostituiscono a vicenda nel wolfram e nella tantalite, e che per conseguenza, essendo isomorfi, debbono avere la stessa formula MO^2.

NIOBIO, PELOPIO, ILMENIO

Questi tre metalli hanno tale e tanta somiglianza col tantalio, e per conseguenza anche fra di essi, che fino a questi ultimi tempi erano stati confusi sotto il nome di *tantalio*, e riguardati come un corpo solo. Il niobio ed il pelopio sono stati scoperti da Rose nella tantalite di Baviera ; l'ilmenio è stato trovato da Hermann nell' ittrotantalite di Siberia ; peraltro Rose mette in dubbio l'esistenza di quest'ultimo metallo.

NIOBIO — Per ottenere questo corpo allo stato elementare, Hermann consiglia di riscaldare il bicloruro ammoniacale di niobio in una corrente di gas ammoniaco secco: si sviluppano vapori di sale ammoniaco, e rimane una sostanza porosa, che aderisce alle pareti del vase, formandovi delle pellicole nere coerenti, che somigliano al carbone proveniente dalla calcinazione dello zucchero ; questo corpo sarebbe il niobio. Giova pertanto osservare che collo stesso metodo si preparava un corpo, che per lungo tempo è stato riguardato come titanio, e che Wöhler ha dimostrato recentemente essere invece un azoturo, per conseguenza non sarebbe improbabile che anche il niobio ottenuto col metodo di Hermann contenesse dell'azoto. Ad ogni modo il prodotto così ottenuto ha i seguenti caratteri. Non decompone l'acqua, non è attaccato nè dall' acido idroclorico, nè dall'acido nitrico, nè dall' acqua regia, nemmeno coll' aiuto del riscaldamento ; ma si discioglie facilmente in un miscuglio di acido nitrico e di acido idrofluorico. Calcinato in contatto dell'aria, si trasforma in acido niobico bianco.

Questo metallo forma coll' ossigeno un protossido bruno, un ossido salino azzurro, che sono stati pochissimo esaminati, e l' acido niobico $=NbO^2$, che ha la più grande somiglianza coll'acido tantalico.

ACIDO NIOBICO $= NbO^2$ — L'acido niobico è bianco come la neve, e si estrae dall' eschinite o dalla tantalite di Baviera collo stesso metodo con cui dalla tantalite di Finlandia si ricava l' acido tantalico. L' acido idrato si ottiene saturando con ammoniaca o con carbonato d' ammoniaca una soluzione di acido niobico nell'acido idroclorico. È gelatinoso e trasparente, come l'allumina, ed insolubile nell'acido nitrico. Quando si riscalda, diviene tutto ad un tratto incandescente, come l'acido tantalico.

BICLORURO DI NIOBIO$=NbCh^2$ — Il bicloruro di niobio si prepara come quello di tantalio. Si presenta in massa spongiosa bianca, o in prismi aggruppati. Coll'acqua si conduce come il bicloruro di tantalio. Assorbe il gas ammoniaco con grande avidità, producendo calore; il prodotto della combinazione è giallo, e riscaldato nel vuoto si decompone, sviluppando vapori di sale ammoniaco, e lasciando un residuo nero, che è riguardato come niobio metallico.

PELOPIO — Questo metallo è appena conosciuto: si ottiene come il niobio. L' acido pelopico corrisponde per la composizione all'acido niobico ed all' acido tantalico. Rose non ha pubblicato ancora il metodo con cui è riuscito a separare l' acido pelopico dall'acido niobico, i qua-

li, come si è già detto, si trovano mescolati insieme nella tantalite di Baviera.

ILMENIO — L'ilmenio si prepara come il niobio, calcinando il bicloruro d'ilmenio ammoniacale in una corrente di gas ammoniaco. Il residuo della calcinazione è poroso, ed ha l'aspetto della filiggine. Non decompone l'acqua, non è attaccato nè dall'acido idroclorico, nè dall'acido solforico, nè dall'acido nitrico, nè dall'acqua regia; solo un miscuglio di acido nitrico e acido idrofluorico lo discioglie. Riscaldato all'aria si accende, trasformandosi in acido ilmenico.

OSSIDO D'ILMENIO — Mettendo una lamina di zinco in una soluzione di bicloruro d'ilmenio nell'acido idroclorico, il liquido si colora in bruno, poi quando l'acido è saturo si precipita l'ossido d'ilmenio in fiocchi di color fosco, la cui formula è probabilmente IlO.

ACIDO ILMENICO $= IlO^2$ — Per ottenere l'acido ilmenico dall'ittroilmenite, si polverizza questo minerale, e si fa fondere con un peso sei volte maggiore di bisolfato di potassa; si cola la massa fusa, e dopo che è raffreddata, si tratta con acqua calda, finchè vi restano sostanze solubili da estrarre: il residuo è l'acido ilmenico impuro. Dopo di averlo lavato ed asciugato, si fa fondere con bisolfato d'ammoniaca: il residuo ripreso con acqua, si discioglie formando un liquido torbido, da cui si deposita l'acido ilmenico. Il precipitato ben lavato si stempera nell'acqua, alla quale si aggiunge dell'acido solforico, e si riscalda il miscuglio, finchè l'acido cominci a volatilizzarsi; indi vi si aggiunge molta acqua, e si lava il deposito che si forma, finchè il liquido delle lavature non abbia sapore sensibile. Il residuo è una combinazione di acido ilmenico e acido solforico. Esponendo il prodotto ad una temperatura molto elevata, l'acido solforico si volatilizza, lasciando l'acido ilmenico puro.

Questo corpo è bianco; ma se si fa arroventare divien giallo, colore che col raffreddamento sparisce. Riscaldato in una corrente di gas idrogeno, diventa di colore azzurro verdastro. Nelle stesse condizioni l'acido niobico e pelopico si colorano in nero, e l'acido tantalico non cambia d'aspetto. Hermann riguarda questo prodotto azzurro come un ossido salino, ed ammette che lo stesso composto si formi quando si tuffa una lamina di zinco in una soluzione di acido ilmenico nell'acido idroclorico. L'acido ilmenico riscaldato al cannello insieme col borace, produce un vetro scolorito, mentre nelle stesse condizioni l'acido niobico e tantalico danno de'vetri colorati. L'acido idrato è una sostanza gelatinosa e trasparente come l'allumina, ed insolubile nell'ammoniaca.

SOLFURO D'ILMENIO — Il solfuro d'ilmenio si ottiene facendo passare de'vapori di solfuro di carbonio sull'acido ilmenico fortemente arroventato. Si presenta in piccole masse porose dell'aspetto della grafite. Riscaldato in contatto dell'aria, si accende trasformandosi in acido ilmenico, che ritiene dell'acido solforico.

BICLORURO D'ILMENIO $= IlCh^2$ — Si prepara come il composto corrispondente del niobio e del tantalio. È volatile e si sublima in prismi del colore del solfo. All'aria umida divien bianco, sviluppando vapori di

acido idroclorico. Se si bagna con acqua, si riscalda sibilando, e si decompone, producendo acido ilmenico e acido idroclorico. Nell'acido idroclorico si discioglie, senza decomporsi. Assorbe il gas ammoniaco e produce una sostanza di color giallo, la quale col riscaldamento si decompone, lasciando per residuo l'ilmenio allo stato metallico. Mescolando una soluzione di fluoruro d'ilmenio e di fluoruro di sodio, ed esponendo all'aria il liquido misto, si ottiene un doppio fluoruro cristallizzato.

QUINTA SEZIONE

Metalli che si ossidano incompiutamente alle più elevate temperature che si possono ottenere, decomponendo l'acqua, ed i cui ossidi, per quanto fortemente vengano riscaldati, non si riducono allo stato metallico, se non in contatto de'corpi combustibili:

Rame Piombo Bismuto

RAME

Questo metallo è conosciuto da tempo remotissimo, e senza dubbio prima del ferro. I popoli più antichi l'adoperarono unito allo stagno per la costruzione delle loro armi e degli strumenti di agricoltura.

Il rame nel regno minerale si trova talvolta allo stato metallico cristallizzato in cubi o in ottaedri regolari, allo stato di sottossido e più raramente di protossido; ma il minerale più abbondante è il sottosolfuro, che combinato al solfuro di ferro, costituisce la *pirite di rame*, ed al solfuro d'antimonio il *rame grigio*. Frai composti naturali di questo metallo bisogna ancora citare il solfato, il carbonato, l'arseniato, il fosfato ed il silicato, i quali peraltro non si trovano che in piccola quantità.

Proprietà — Il rame è di color rosso, estremamente duttile e malleabile, fusibile a circa 1092°. La densità del metallo fuso è 8,921, secondo Scheerer e Marchand; quella de'fili dello stesso metallo è 8,939. La densità massima è quella de'fili sottilissimi, che arriva fino a 8,952. Stropicciato fra le dita, tramanda un odor disgustoso. Si può ottenere cristallizzato, tanto lasciando lentamente raffreddare il metallo fuso, quanto precipitando un sale di rame con una lamina di ferro, di zinco, o anche col fosforo. I cristalli che si formano nel primo caso appartengono al sistema del prisma esagono, mentre quelli prodotti per via umida appartengono al sistema cubico, come i cristalli di rame nativo. Per la qual cosa il rame è un corpo dimorfo, e il dimorfismo è anche in questo caso l'effetto delle varie condizioni di temperatura in cui si opera la cristallizzazione.

Questo metallo all'ordinaria temperatura non ha azione sul gas ossigeno, nè sull'aria, se i gas sono ben secchi; ma esposto all' aria umida per lungo tempo, si copre d' un leggiero strato d' idrocarbonato di rame, per l' azione combinata dell' ossigeno, dell' acqua e dell' acido carbonico contenuti nell' aria atmosferica, essendo una proprietà comune ai metalli di questa sezione quella di ossidarsi per il concorso dell' ossigeno umido e degli acidi liberi. Però se si espone all' aria una lamina di rame bagnata con acido solforico diluito, si forma una gran quantità di solfato di rame; immergendo la lamina nell'acqua, il solfato si discioglie, mentre il rame resta allo scoperto, e se si bagna di nuovo con acido solforico, si forma dell' altro solfato di rame, che in contatto dell'acqua si discioglie come il primo, e così continuando, tutto il metallo resta salificato. Col riscaldamento la combinazione tra il rame e l'ossigeno ha luogo con una facilità straordinaria. Così se si riscalda un pezzo di rame all' aria libera, anche prima di arroventarsi, si ricopre d'una patina bruna composta di ossido di rame. L' acido nitrico attacca vivamente questo metallo, anche alla temperatura ordinaria: si forma nitrato di rame e si sviluppa biossido d' azoto. L' acido solforico concentrato non vi spiega azione a freddo; ma col riscaldamento l'attacca, formando solfato di rame, e sviluppando acido solforoso.

Sottossido di rame $= Cu^2O$ — Questo composto si trova nel regno minerale, ora in masse amorfe, ora cristallizzato in ottaedri regolari, in rombododecaedri ed in altre forme del sistema cubico.

Il sottossido di rame si prepara calcinando in vasi chiusi un miscuglio di 4 parti di limatura di rame e 5 di protossido dello stesso metallo. Secondo Liebig e Wöhler, si può ancora ottenere, ed in grande abbondanza, calcinando in un crogiuolo coperto un miscuglio di sottocloruro di rame e di carbonato di soda ad un calor rosso intenso. Trattando il prodotto della calcinazione con acqua calda, il cloruro di sodio ed il carbonato di soda si disciolgono in questo liquido, mentre il sottossido rimane allo stato polveroso. Si ottiene ancora il sottossido di rame anidro e cristallizzato, facendo bollire una soluzione di acetato di rame e zucchero.

Il sottossido di rame si combina coll'acqua per formare un idrato di color giallo aranciato, che si precipita quando in una soluzione di sottocloruro di rame si versa della potassa caustica. Si può anche ottenere questo idrato disciogliendo nell' acqua parti eguali di solfato di rame e di zucchero d' uva, o di miele in sua vece. Si decompone la soluzione mista, aggiungendovi della potassa o della soda, finchè sia ridisciolto l' idrato di rame che sulle prime si precipita. Il liquido è di color azzurro carico, e come viene riscaldato, lascia precipitare il sottossido idrato in polvere di color rosso di minio. Peraltro il sottossido preparato con questo metodo si riossida colla massima facilità in contatto dell'aria, trasformandosi in protossido.

Il sottossido di rame è rosso, fusibile e riduttibile in rame metallico per mezzo del gas idrogeno o del carbone. Riscaldato all'aria, ne attira

l'ossigeno, e passa allo stato di protossido di color nero. L'acido solforico diluito lo converte in protossido, che si discioglie, ed in rame metallico; l'acido idroclorico lo trasforma in sottocloruro. L'ammoniaca discioglie quest'ossido, formando un liquido scolorito, il quale non appena esposto in contatto dell'aria, diventa di colore azzurro. Fuso col vetro, lo colora in porpora.

Protossido = CuO — Si può ottenere facilmente, tanto calcinando il nitrato di rame, quanto riscaldando il metallo all'aria libera. Versando una soluzione di potassa o di soda in eccesso nella soluzione di un sale di rame, si ottiene un precipitato molto voluminoso di color ceruleo, che è il protossido idrato. Questo composto perde l'acqua che contiene, e si cambia in ossido bruno anidro quando si riscalda, ed anche nell'acqua bollente.

Il protossido di rame è una polvere nera, igrometrica, inalterabile all'aria, e solubile nella maggior parte degli acidi, coi quali forma de'sali di color verde. Fuso col vetro gli comunica lo stesso colore. Riscaldato in contatto dell'idrogeno, del carbone, o delle materie organiche, si riduce con una facilità straordinaria, producendo col primo acqua, col secondo acido carbonico, colle ultime acqua ed acido carbonico nel tempo stesso. Su tale proprietà è fondato l'uso dell'ossido di rame nell'analisi elementare delle materie organiche, le quali riscaldate in un tubo di vetro in contatto di quest'ossido, si trasformano in acqua ed in acido carbonico, che raccolti separatamente e pesati, servono a calcolare la quantità d'idrogeno e di carbonio.

L'ossido di rame riscaldato in un crogiuolo ad un'alta temperatura, lascia sviluppare una certa quantità d'ossigeno, e si trasforma in una sostanza di color rossastro, che secondo Wurtz, ha per formula Cu^5O^3, la quale si può tradurre nella formula razionale $2Cu^2O+CuO$, ed è una combinazione di un equivalente di protossido e due di sottossido di rame.

Biossido = CuO^2 — Questo composto scoperto da Thénard, si prepara nel modo seguente. Si raffredda alla temperatura di 0° una soluzione diluita di nitrato di rame, vi si aggiunge dell'acqua ossigenata debolmente acidulata con acido nitrico, e si precipita la soluzione mista per mezzo della potassa caustica; il biossido di rame si deposita in forma d'una sostanza gelatinosa di color giallo scuro.

Quest'ossido si decompone in gas ossigeno ed in protossido di rame ad una temperatura anche inferiore a quella dell'acqua bollente. È del tutto insolubile nell'acqua; ma si scioglie nell'acido nitrico, solforico, idroclorico, ec. rigenerando l'acqua ossigenata.

Acido rameico — Secondo Fremy, il rame combinandosi coll'ossigeno, forma un composto più ossigenato de'precedenti, il quale avrebbe i caratteri di un acido metallico, e combinandosi colle basi formerebbe dei composti salini. Si ottiene calcinando col nitro del rame unito ad una piccola quantità di zinco, ovvero trattando l'idrato di protossido di rame con una soluzione d'ipoclorito di potassa. Nell'ultimo caso si forma un liquido bruno, che l'acqua stessa decompone in ossido di rame nero che si precipita, ed in ossigeno che si sviluppa.

Sottosolfuro = Cu^2S — Per prepararlo si fa fondere un miscuglio di solfo e di rame, ovvero di solfo e di ossido di rame. È di color grigio nerastro, e più fusibile del rame.

Questo solfuro costituisce una possente solfobase, ed in tale stato trovasi in natura combinato con diversi solfuri funzionanti da solfoacidi, come sono il sesquisolfuro di ferro, il solfuro d'antimonio, il solfuro d'arsenico, il solfuro di bismuto ec.

Protosolfuro = CuS — Si ottiene facendo passare idrogeno solforato nella soluzione di un sale di protossido di rame. È una sostanza nera allo stato umido, verdastra quando è secca. Colla calcinazione perde metà del solfo che contiene, e si converte in sottosolfuro. È insolubile nelle soluzioni degli alcali e de' solfuri alcalini; ma fondendo insieme limatura di rame e persolfuro di potassio o di sodio, si forma una combinazione di solfuro di rame col solfuro alcalino adoperato.

Seleniuri — Si conoscono due seleniuri di rame, rappresentati nella loro composizione dalle formule Cu^2Se, CuSe, analoghe a quelle dei corrispondenti solfuri, e che si preparano cogli stessi metodi.

Sottocloruro = Cu^2Ch — Riscaldando il rame metallico in una soluzione di protocloruro di rame, alla quale si è aggiunto dell'acido idroclorico, a poco a poco il metallo si discioglie, la soluzione si scolora ed il sottocloruro si deposita in piccoli cristalli granellosi. Si può ancora ottenere, versando del protocloruro di stagno in una soluzione di protocloruro di rame. Il cloruro di stagno diventa bicloruro, togliendo al cloruro di rame la metà del cloro che contiene, e trasformandolo per tal modo in sottocloruro, che si precipita. Il sottocloruro ottenuto non si può disseccare che nel vuoto, mentre se si lascia in contatto dell'aria assorbe ossigeno, e si trasforma in ossicloruro di color verde.

È di color bianco volgente al giallo, facilmente fusibile, insolubile nell'acqua pura, solubile nell'ammoniaca. La soluzione ammoniacale è scolorita sul principio, ma appena esposta in contatto dell'aria, diviene azzurra.

Protocloruro = CuCh — Questo composto si ottiene facilissimamente, disciogliendo il protossido di rame nell'acido idroclorico, e concentrando la soluzione ottenuta. Esso cristallizza in aghi di color verde smeraldo, che contengono dell'acqua di cristallizzazione. Col riscaldamento si decompone, perde l'acqua e porzione del cloro, trasformandosi in sottocloruro. È deliquescente all'aria e per conseguenza solubilissimo nell'acqua, che colora in verde. Il colore della soluzione varia a seconda della quantità d'acqua che contiene, e della temperatura. Il cloruro solido è di color bruno giallastro; disciolto in piccola quantità di acqua diviene bruno; più diluito prende una tinta verde; e se la proporzione d'acqua è maggiore, diventa azzurro chiaro. Se poi si riscalda rapidamente una soluzione azzurra di cloruro di rame finchè bolla, il suo colore cambia immediatamente e passa al verde chiaro. Si scioglie pure nell'alcole, il quale acquista la proprietà di bruciare con fiamma di color verde.

Sottobromuro = Cu^2Br — Somiglia in tutto al sottocloruro, e si prepara collo stesso metodo.

Protobromuro = $CuBr$ — Possiede le stesse proprietà del protocloruro, e si decompone quando viene arroventato, in sottobromuro ed in bromo, come fa il protocloruro.

Sottoioduro = Cu^2I — È una sostanza bianca polverosa ed insolubile nell'acqua, che riscaldata divien gialla. Si ottiene precipitando coll'ioduro di potassio una soluzione mista di solfato di rame e protosolfato di ferro.

Protoioduro = CuI — Pare che questo composto non esista; almeno quando si versa un ioduro alcalino in un sale di protossido di rame, si separa una porzione d'iodo allo stato libero, e si precipita il sottoioduro.

Fluoruri — Se ne conoscono due, un protofluoruro ed un sottofluoruro. Il primo è di color azzurro chiaro e poco solubile nell'acqua; il secondo è di color roseo, ed ingiallisce in contatto dell'aria. Si ottengono trattando con acido idrofluorico gli ossidi idrati corrispondenti.

Idruro — Wurtz ha trovato che riscaldando del solfato di rame in una soluzione di acido ipofosforoso ad una temperatura che non oltrepassi 70°, si forma nel liquido un precipitato, il quale sulle prime è di color giallo; ma poi oscurandosi a poco a poco, diventa del colore del chermes minerale. Questo precipitato costituisce una combinazione di rame e idrogeno, la cui formula probabile è Cu^2H.

Allo stato secco l'idruro di rame comincia di già a decomporsi alla temperatura di 55°; a 60° la decomposizione è rapida, ed il gas idrogeno si sviluppa in grande abbondanza; allo stato umido è alquanto più stabile. Nel vuoto si decompone sviluppando idrogeno. Esposto all'aria per un certo tempo, si trasforma a poco a poco in una polvere gialla, che è l'idrato di sottossido di rame. Messo in contatto coll'acido idroclorico concentrato, si decompone trasformandosi in sottocloruro di rame e nel tempo stesso si sviluppa tanto l'idrogeno dell'idruro, quanto quello dell'idracido, producendo una viva effervescenza.

Fosfuri — Si conoscono diversi composti di fosforo e rame, che differiscono moltissimo l'uno dall'altro per le proporzioni de' componenti. Il fosforo unito al rame in piccola proporzione non ne altera d'una maniera troppo sensibile il colore ed i caratteri esterni; ma lo rende durissimo, tanto che se ne possono costruire strumenti da taglio.

Combinando i due corpi coll'aiuto del calore, si ottiene un fosfuro di rame di color grigio chiaro, fragile, duro e più fusibile del rame. Se si riscalda il protossido di rame in una corrente di fosfuro d'idrogeno, si forma acqua, e rimane un prodotto, che ha per formula Cu^3P.

Facendo reagire il fosfuro d'idrogeno sul sottossido di rame, si forma un composto che contiene una quantità di metallo doppia di quella contenuta nel fosfuro precedente, e la cui formula è per conseguenza Cu^6P.

Azoturo = $AzCu^3$ — Si è già detto in altra occasione che facendo passare il gas ammoniaco ben secco sull'ossido di rame riscaldato ad

una temperatura di 250° circa, si forma, secondo Schrötter, acqua ed un composto di rame e azoto, corrispondente all'ammoniaca per la composizione. L'azoturo metallico così ottenuto si trova mescolato a quantità variabili di protossido di rame indecomposto, da cui si può separare trattando il prodotto con ammoniaca liquida, che discioglie l'ossido, lasciando intatto l'azoturo. Così ottenuto, si presenta in forma di polvere di color verde olivastro.

LEGHE

Il rame combinandosi con altri metalli forma delle leghe particolari, le quali sono adoperate nelle arti in maggior abbondanza dello stesso rame. Le più importanti sono l'*ottone* ed il *bronzo*.

Lega di rame e zinco — La lega principale che si forma colla riunione di questi due metalli è l'*ottone*, il quale si ottiene tanto colla fusione diretta de' due metalli, quanto riscaldando un miscuglio di rame, carbone e *calamina*.

La composizione dell'ottone varia alcun poco a seconda degli usi a cui si destina. Le proporzioni di rame e di zinco ch' entrano nella composizione dell'ottone ordinario differiscono pochissimo da quelle che sarebbero indicate dalla formula $ZnCu^2$, la quale in centesimi darebbe 66,3 di rame, e 33,7 di zinco.

La lega che ha questa composizione è di color giallo chiaro, molto tenace alla temperatura ordinaria, e però si usa specialmente per farne de' fili; ma al calor rosso divien fragile.

Spesse volte l'ottone contiene una piccola quantità di piombo o di stagno. Il primo di questi metalli lo rende più duro, il secondo più agro e meno duttile. Per questa ragione l'ottone che si destina ad esser tirato in fili o in lamine, dev' essere del tutto scevro da questi metalli. Al contrario quello che si prepara per esser tornito, è utile che contenga 2 o 3 per cento di piombo, senza di che sarebbe troppo molle, e si attaccherebbe agli strumenti, di cui si fa uso per lavorarlo.

Se si aumenta la proporzione del rame, la lega che ne risulta è di un color giallo più puro, e rassomiglia all'oro per l'apparenza, d'onde il nome di *similoro* con cui è conosciuta nelle arti.

Lega di rame e stagno — Il *bronzo* comune è ordinariamente una lega di rame e di stagno; nondimeno alcune specie di bronzo si avvicinano moltissimo all' ottone per la loro composizione. Il bronzo è più duro e più fusibile dell' ottone, ed anche del rame. È leggermente, malleabile, e lo diviene di più quando si raffredda bruscamente, tuffandolo rovente nell'acqua fredda; perciò nelle arti si costuma di sottoporre a questa operazione il bronzo che si destina al lavoro del martello. L'aria tanto secca, quanto umida, non vi esercita che un'azione debolissima.

Nelle arti si distinguono due qualità di bronzo, che differiscono per la proporzione de' componenti e per la loro fusibilità relativa. La più fusibile di queste due leghe composta di 78 parti di rame e 22 di sta-

gno, possiede al più alto grado la proprietà di esser sonora, sicchè è impiegata nella costruzione delle campane. La lega con cui i Cinesi fanno i loro *tam-tam*, ha presso a poco la stessa composizione, mentre contiene 80 di rame e 20 di stagno. L'altra specie di bronzo è quella che si adopera principalmente per fabbricare i cannoni, le statue le medaglie ec., la quale sopra 100 parti di rame contiene 11 p. di stagno, ossia in centesimi è formata da 9,91 di stagno e 90,09 di rame.

Queste due leghe di rame e stagno si separano spontaneamente, allorchè si abbandona ad un lento e tranquillo raffreddamento una gran massa di bronzo fuso: la lega più fusibile, formata di 78 di rame e di 22 di stagno, è l'ultima a solidificarsi, e si raduna continuamente alla superficie del bagno metallico, avendo un peso specifico minore, mentre la lega meno fusibile, essendo più densa, rimane alla parte inferiore. Questa circostanza è cagione di un grave inconveniente, che spesso si presenta nelle fonderie di bronzo, soprattutto quando si gettano oggetti di grandi dimensioni, come statue, cannoni e cose simili: il pezzo gettato non ha mai la stessa composizione in tutta la sua massa, in guisa che le parti superiori contengono una maggior quantità di stagno e restano più lungamente allo stato liquido, mentre succede il contrario per le parti inferiori. Per ottenere il getto d'una composizione uniforme, i fonditori lasciano al di sopra della forma uno spazio ordinariamente cilindrico, e riempiono col bronzo fuso tutta la cavità: la lega più leggera si rende alla parte superiore e riempie tutto questo spazio, ove si solidifica, mentre il pezzo gettato che resta al di sotto ha una composizione sensibilmente uniforme, che è quella della lega più densa. Quando il getto è del tutto raffreddato, si separa la massa metallica che resta alla parte superiore, e che si chiama ordinariamente *pezzo di carico* (1).

Con due parti di rame ed una di stagno si ottiene la lega con cui si fanno gli specchi da telescopii, la quale ha il colore e l'aspetto dell'acciaio, è fragilissima e molto dura. Aggiungendovi piccolissime quantità di platino o di arsenico si ottiene di qualità molto migliore.

FABBRICAZIONE DEL RAME

Nel regno inorganico il rame si trova principalmente allo stato di sottosolfuro Cu^2S; ma questo solfuro di rame raramente si rinviene isolato. Il più delle volte fa parte di certi minerali, che sono combinazioni di solfuro di rame e di ferro a proporzioni definite mescolati a quantità variabili di pirite ordinaria FeS^2. Oltre ai miscugli accidentali, che possono aver luogo in tutte le proporzioni immaginabili, si conoscono due specie definite di una composizione costante, e che talvolta si trovano cristallizzate. Queste specie sono entrambe delle combinazioni di sottosolfuro di rame e di sesquisolfuro di ferro, ma in diverse proporzioni. L'una d'aspetto metallico, cristallizzata, e di color

(1) *Masselotte.*

giallo verdastro, ha per formula $Cu^2S+Fe^2S^3$, ed è conosciuta dai Mineraloghi col nome di *calcopirite*. L' altra si presenta quasi sempre in masse amorfe, iridate e di colore variabile dal giallo scuro al paonazzo. La maggior parte de'Chimici e de' Mineraloghi riguardano tale sostanza, conosciuta col nome di *rame piritoso*, di *Phillipsite*, di *erubescite* ec., come una combinazione di sottosolfuro di rame con protosolfuro di ferro; ma le analisi recenti di Plattner, di Chodnew e di Warrentrapp fatte sopra saggi cristallizzati delle miniere di Condurra, e di Redruth, e di altre località si accordano piuttosto colla formula $3Cu^2S+Fe^2S^3$, che differisce da quella della calcopirite per contenere una maggior quantità di solfobase.

Oltre ai minerali solforati, si trova delle volte del carbonato di rame e del *rame ossidulato*; ma raramente in tale abbondanza da potersi adoperare utilmente per l'estrazione del metallo.

Il trattamento de' minerali ossidati non presenta veruna difficoltà, e si riduce a mescolarvi delle scorie e del carbone, ed a fondere il miscuglio ad un' alta temperatura. Non così il trattamento de' minerali solforati, i quali richiedono delle operazioni numerose, in cui bisogna contentarsi di separare i corpi estranei a poco per volta. Il trattamento metallurgico de' minerali di rame solforati varia ne'diversi paesi e nelle diverse officine, a seconda del minerale che si adopera, della sua ricchezza relativa e di altre condizioni locali. Non potendo descrivere minutamente tutti i metodi impiegati nelle diverse parti di Europa, ci limiteremo ad esporre i principii generali, su cui è fondata l'estrazione di questo metallo.

La pirite di rame viene prima di tutto calcinata in contatto dell' aria più volte di seguito, affin di eliminare la maggior parte dell'arsenico e del solfo. Il prodotto della calcinazione contiene del ferro e del rame, parte allo stato di ossido prodotto per l' azione dell' ossigeno dell'aria, parte allo stato di solfuro indecomposto. Mescolandovi de' minerali quarzosi e delle scorie provenienti dalle operazioni consecutive de'trattamenti anteriori, e riscaldando il tutto ad un' alta temperatura in un forno a riverbero, si ottiene un prodotto fuso, che si divide in due parti di diversa densità. Al di sopra galleggiano le scorie composte di silicato di ferro, ed alla parte inferiore si raduna una sostanza, che chiamasi *metallina*, composta di solfuro di rame e solfuro di ferro, ma molto più ricca del minerale primitivo. Il ferro ha per l'ossigeno un'affinità superiore a quella del rame, viceversa il rame ha per il solfo una affinità maggiore di quella del ferro; per conseguenza tutto l' ossigeno si porta sul ferro, e l'ossido prodotto combinandosi colla silice, forma un silicato, mentre tutto il rame si unisce al solfo per formare la metallina; ma siccome l' ossigeno assorbito durante la calcinazione non basta ad ossidare tutto il ferro contenuto nel minerale, una certa quantità di solfuro di ferro indecomposto si combina al solfuro di rame, e passa nelle metalline. Colla calcinazione all' aria libera resta eliminata la maggior parte del solfo, colla fusione in contatto di sostanze silicifere resta eliminata una corrispondente quantità di ferro; sicchè si ha

come risultato finale di queste due operazioni la separazione della maggior parte del solfuro di ferro, che il minerale conteneva.

Le prime metalline sottoposte ad un trattamento del tutto simile a quello già descritto, producono delle seconde scorie e delle seconde metalline più ricche delle prime. Le scorie di questo secondo trattamento, oltre il silicato di ferro, contengono un poco di rame, per cui si adoperano come fondente nel primo trattamento dell'operazione consecutiva, mescolandole col nuovo minerale. Ripetendo alternativamente queste stesse operazioni, si ottiene in ultimo un prodotto che contiene appena qualche traccia di solfo e di ferro. Allorquando la maggior parte del ferro è passata nelle scorie, e le metalline si compongono quasi esclusivamente di sottosolfuro di rame Cu^2S, si stabilisce una nuova reazione del tutto diversa dalla prima. Calcinandole in contatto dell'aria, si forma allora un ossisolfuro di rame, e fondendo l'ossisolfuro prodotto, il solfo e l'ossigeno reagendo l'uno sull'altro, producono acido solforoso che si volatilizza, mentre resta del rame mescolato a piccole quantità di solfo e di ferro, che in tale stato chiamasi *rame nero*. In Inghilterra, ove si adoperano de' minerali che contengono circa 8 per 100 di rame, la ricchezza del prodotto dopo ciascuna operazione va aumentando nel rapporto seguente:

Le prime metalline hanno un color di bronzo, e contengono 33 per 100 di rame.

Quelle della seconda operazione sono di color bianco grigiastro, e contengono 60 per 100 di rame.

Quelle della terza operazione contengono da 70 a 80 per 100 di rame.

Finalmente il *rame nero* si può considerare come rame impuro, e contiene, termine medio, 95 di rame, 3 a 4 di ferro, 1 di solfo, e qualche traccia di arsenico e di antimonio.

Il rame greggio ottenuto colle operazioni precedenti non possiede ancora i caratteri che si ricercano in questo metallo, e per conseguenza prima di spedirlo in commercio, bisogna raffinarlo. A tal fine si mescola con sostanze silicifere e si fonde, mentre per mezzo d'un mantice si spinge una corrente d'aria sulla superficie del metallo fuso: il solfo, l'arsenico, l'antimonio si convertono in acido solforoso, arsenioso, antimonioso, che si volatilizzano; il ferro si ossida e l'ossido di ferro prodotto, combinandosi colla silice, forma delle scorie. Per esser sicuri che tutti questi corpi estranei sono ossidati, bisogna prolungare l'operazione al di là di quello che sarebbe necessario, in modo che si formi un poco di sottossido di rame, che si discioglie nel metallo fuso. Quando lo scopo è raggiunto, si ricopre la superficie del metallo con piccoli pezzi di carbone, che riducono il sottossido allo stato metallico. Questa parte dell'operazione richiede molta attenzione, mentre se si oltrepassa il limite anzidetto, e si lascia il carbone in contatto del rame al di là del bisogno, i due corpi si combinano, si forma un po'di carburo di rame, che si discioglie nel metallo fuso, ed il rame perde in gran parte la sua malleabilità naturale. Perciò

appena il lavorante si avvede che il metallo ha acquistato i caratteri fisici che sono indizio della sua purezza, fa cadere il fuoco, scuopre il metallo fuso, allontanando le scorie prodotte durante la raffinazione, e raffredda la superficie del bagno metallico, gittandovi sopra dell'acqua. Lo strato superficiale del metallo si solidifica, formando una specie di disco, che comunemente chiamasi *rosetta*. Tolta la prima rosetta, si fa cadere un'altra quantità di acqua, per produrne una seconda, che si toglie come la prima, e si continua allo stesso modo, finchè tutto il rame siasi solidificato (1).

Ultimamente sono stati fatti molti tentativi all'oggetto di semplificare il trattamento de' minerali di rame, frai quali ve ne sono due che pare abbiano raggiunto lo scopo, e che per conseguenza meritano di essere ricordati. L' uno è quello di Rivat e Phillips, ed è fondato sull' osservazione che il silicato di rame fuso coll' azione del calore viene precipitato dal ferro metallico, nella stessa guisa che le soluzioni de'sali di rame ordinari. Volendo trattare con questo metodo de'minerali solforati, si arrostiscono prima in contatto dell'aria, in modo da convertire i solfuri in ossidi; si fa fondere il prodotto con materie silicee, e si decompone il silicato fuso, immergendovi delle barre di ferro. Il rame per tal modo si separa, e come più pesante, si raccoglie allo stato liquido nella parte inferiore del bagno, mentre il ferro si discioglie in sua vece, e va a formare del silicato di ferro, che resta fuso al di sopra.

L'altro metodo consiste nel riscaldare un miscuglio di pirite di rame e di sal marino in una corrente d'aria atmosferica; per tal modo il rame, il ferro, il sodio ed il solfo ossidandosi, si trasformano in ossido di rame, di ferro, di sodio, ed in acido solforico. Quest'ultimo dal suo canto, combinandosi colla base più energica che è la soda, forma solfato di soda, mentre gli ossidi di ferro e di rame restano isolati. Per conseguenza con questo semplice trattamento si ottiene del gas cloro, che fatto assorbire dalla calce, forma cloruro di calce; del solfato di soda, che si estrae, trattando il residuo della calcinazione con acqua, e che si trasforma in carbonato; e finalmente dell'ossido di rame, che si può ridurre facilmente allo stato metallico, sia per mezzo del carbone, sia fondendolo con materiali silicei e precipitando il silicato di rame per mezzo del ferro, nel modo che si è già detto.

PIOMBO

Questo metallo conosciuto da tempo remotissimo, per l'abbondanza in cui si trova nel regno minerale, per la gran facilità con cui si estrae

(1) La massima parte del rame che si consuma nelle arti si fabbrica in Inghilterra col processo dianzi descritto. Si calcola che le sole miniere di Cornovaglia somministrano i $^2/_3$ del rame che si consuma nel mondo. La produzione annua di tali miniere si fa ascendere a 12000 tonnellate circa, che rappresentano un valore di più di 800000 Lire sterline. A questa quantità bisogna aggiungere 6913 tonnellate di rame, che si ricavano da minerali importati dall'estero, ed il cui valore ascende a 522590 Lire sterline.

dalle sue miniere e si presta ad ogni maniera di lavoro, e finalmente per la preziosa qualità che possiede di resistere all'azione alteratrice dell'aria, dell'acqua e della più gran parte degli agenti chimici, si adopera nelle arti a molti usi, e le sue applicazioni sarebbero senza dubbio molto più estese, se fosse meno fusibile.

Il piombo è di color grigio traente all' azzurro, molle e pieghevole più di qualunque altro metallo, a tal punto che si può incidere coll'unghia, e stropicciato sulla carta, vi lascia delle tracce di color grigio simili a quelle prodotte dalla grafite. Sottoposto all'azione del laminatoio, si può ridurre in lamine sottilissime, sicchè è un metallo molto malleabile; ma poco tenace, di modo che un filo cilindrico di 2 millimetri di diametro si rompe sotto un peso di 9 chilogrammi. Recentemente tagliato, presenta uno splendore metallico paragonabile a quello dell'argento; ma esposto all'aria umida, si appanna alla superficie, coprendosi d'un leggiero strato di ossido. La sua densità è di 11,445. Quando vien riscaldato alla temperatura di 334° o 335° si fonde, e ad una temperatura maggiore si volatilizza sensibilmente, tramandando de' vapori, che esercitano sull'economia animale un'azione delle più deleterie. Il piombo fuso, lasciato raffreddare tranquillamente, cristallizza in tetraedri o in ottaedri regolari.

L'acido idroclorico e solforico diluiti attaccano appena questo metallo, perchè il cloruro ed il solfato di piombo che si formano, essendo quasi insolubili, e segnatamente nei liquidi acidi, proteggono il metallo dall'azione corrosiva del liquido. L'acido solforico concentrato l'attacca col favore del riscaldamento, trasformandolo in solfato, mentre si sviluppa dell'acido solforoso. L'acido nitrico lo discioglie facilmente, sviluppando del gas biossido d'azoto. Lasciando il piombo in contatto dell'acqua distillata e dell'aria, il metallo si ossida e l'ossido prodotto si converte in idrocarbonato, che resta sospeso nel liquido. La presenza di alcuni sali, e soprattutto quella del solfato di calce, impedisce, o almeno ritarda notabilmente quest' alterazione.

Il piombo combinandosi coll'ossigeno, forma tre composti definiti, cioè un sottossido, un protossido ed un biossido, oltre ad un composto intermedio, che è una combinazione del protossido col biossido di piombo.

Sottossido di piombo $= Pb^2O$ — Questo composto si forma alla superficie del piombo, quando si espone in contatto dell'aria umida. Si ottiene in maggiore abbondanza, riscaldando l'ossalato di piombo in vasi chiusi ad una temperatura che non oltrepassi 300 gradi, ed avendo cura che la sostanza non venga in contatto dell' aria prima che sia totalmente raffreddata. L'acido ossalico del sale decomponendosi, si scinde in acido carbonico ed in ossido di carbonio, e quest'ultimo gas riduce parzialmente il protossido di piombo, togliendo la metà dell'ossigeno che esso contiene.

Il sottossido di piombo è una polvere di color grigio scuro, che non si combina nè cogli acidi nè colle basi. Messa in contatto colle soluzioni acide o alcaline, si scinde in protossido di piombo e metallo, e quando vien riscaldata ad una temperatura di 400° o più, soggiace alla stessa

decomposizione. Riscaldata in contatto dell'aria, brucia come l'esca, e si converte in protossido di piombo.

PROTOSSIDO = PbO — Allo stato anidro si prepara calcinando il nitrato o il carbonato di piombo, i quali si decompongono coll'azione del calore, lasciando il protossido di piombo per residuo. Nelle arti si ottiene riscaldando il metallo in contatto dell'aria. Se la temperatura che s'impiega non è molto elevata, il prodotto si presenta in polvere giallastra, che è conosciuta col nome di *massicot*, se invece si fa la calcinazione ad un grado di calore più forte, l'ossido di piombo che si forma, si fonde, e raffreddandosi si solidifica in pagliuole cristalline di color rossastro, che in commercio portano il nome di *litargirio*.

Il protossido di piombo che non ancora è stato fuso per mezzo del riscaldamento, è una polvere di color giallo, che diviene rossastra colla triturazione. Fortemente riscaldato si fonde in un liquido fluidissimo e trasparente come l'olio, il quale solidificandosi cristallizza. Se il raffreddamento è istantaneo, il prodotto è di color giallo, se invece è lento e graduato, la materia solidificata è di color rosso mattone, come suol essere il litargirio del commercio. Secondo Leblanc, il litargirio fuso può assorbire fino a 50 centimetri cubici di ossigeno per chilogrammo, e raffreddandosi lo restituisce di nuovo allo stato di gas. Il protossido di piombo è leggermente solubile nell'acqua pura, e la soluzione, sebbene non ne contenga più di $\frac{1}{7000}$, ha reazioni alcaline, e si annerisce in contatto dell'idrogeno solforato. Se l'acqua contiene de'sali, l'ossido di piombo non vi si discioglie sensibilmente. Riscaldato colle soluzioni di potassa, di soda, di barite, di calce, vi si discioglie, e si deposita in parte col raffreddamento del liquido, cristallizzato in romboedri, che si avvicinano moltissimo al cubo.

Esposto all'aria, ne attira lentamente l'acido carbonico; da ciò avviene che l'ossido del commercio fa effervescenza cogli acidi. Se si riscalda in contatto dell'aria ad una temperatura di circa 300°, assorbe ossigeno e si converte in una combinazione di protossido e biossido di piombo, che nelle arti si chiama *minio*. Riscaldato coll'idrogeno o col carbone, si riduce facilmente allo stato metallico.

Quest'ossido combinandosi coll'acqua, forma un idrato bianco, che ha per formula $2PbO+HO$, e si ottiene precipitando un sale di piombo solubile (acetato o nitrato) per mezzo della soda o della potassa in leggiero eccesso. Questo idrato perde l'acqua e diviene anidro per poco che si riscaldi in una soluzione di potassa, di soda o anche d'ammoniaca, come fa l'ossido di stagno nelle stesse condizioni.

BIOSSIDO = PbO^2 (perossido di piombo, ossido pulce, acido piombico) — Riscaldando il minio del commercio, che è una combinazione di protossido e biossido di piombo, con acido nitrico diluito, il protossido si discioglie nell'acido, trasformandosi in nitrato, e resta il biossido di piombo in forma di polvere bruna insolubile. Si tratta nuovamente il precipitato con acido nitrico diluito, per ispogliarlo di qualche vestigio di protossido sfuggito al primo trattamento, e si lava con acqua distillata, finchè il liquido che passa non presenti più le reazioni del piom-

bo. Finalmente si dissecca il prodotto ad una temperatura che non oltrepassi 100°. Si può ancora ottenere quest'ossido, riscaldando ad una temperatura non molto elevata un miscuglio di protossido di piombo e clorato di potassa; se si lava il prodotto con acqua, il cloruro di potassio proveniente dalla decomposizione del clorato si discioglie, lasciando il biossido di piombo per residuo. Finalmente se si fa passare del gas cloro in una soluzione di acetato di piombo, si forma cloruro di piombo e biossido di piombo idrato. Trattando il precipitato con acqua bollente, il cloruro si discioglie ed in ultimo rimane il biossido puro.

Quest'ossido è di color bruno, insolubile nell'acqua e negli acidi. Col riscaldamento si decompone sviluppando ossigeno, e lascia per residuo del minio; ma se la temperatura è molto elevata, lascia invece del protossido di piombo. Triturato con un quinto del suo peso di solfo, si accende producendo solfuro di piombo ed acido solforoso. Messo in contatto col gas ammoniaco, l'assorbe decomponendosi : i prodotti di tale decomposizione sono acqua , nitrato d'ammoniaca e protossido di piombo. Le materie organiche riscaldate in contatto di questo composto , si ossidano più o meno , a seconda del loro vario grado di stabilità , e si trasformano in altri prodotti, de'quali i più comuni sono l'acqua, l'acido carbonico , l'acido formico , l' acido ossalico. Il biossido di piombo riscaldato coll'acido solforico, produce solfato di piombo, e gas ossigeno che si sviluppa : coll'acido idroclorico si converte in cloruro di piombo , sviluppando cloro. Assorbe l'acido solforoso con aumento di temperatura, e si trasforma in solfato di piombo.

Fremy ha osservato che quest'ossido si discioglie nelle soluzioni alcaline molto concentrate, formando de'composti salini capaci di cristallizzare, ed ha proposto in conseguenza di chiamare il biossido di piombo *acido piombico*, e le sue combinazioni colle basi *piombati*. Il piombato di potassa si ottiene, secondo lo stesso Chimico , riscaldando in una cassula di argento un miscuglio di acido piombico e d'idrato di potassa. Ritraendo di tanto in tanto dal crogiuolo una piccola quantità di materia, e versandovi sopra dell'acido nitrico ; quando si forma un precipitato bruno abbondante, è segno che la combinazione si è già operata. Si versa allora nel crogiuolo una piccola quantità di acqua, in modo che basti appena a disciogliere il piombato alcalino , e si decanta la soluzione ancora calda. Col raffreddamento il sale cristallizza in bei cubi , che hanno per formula KO,PbO^2+3Aq. Il piombato di potassa è solubile ne'liquidi alcalini ; ma l'acqua lo decompone, disciogliendo l' alcali e precipitando l'acido piombico.

Minio — Si è già detto che riscaldando il *massicot* in contatto dell' aria , questo preparato assorbe una nuova dose d'ossigeno, e si converte in minio. Nelle arti questa calcinazione si fa in alcuni forni a riverbero , e si conduce in modo che l' ossido non possa mai acquistare una temperatura maggiore di 300 gradi circa. Il prodotto della prima calcinazione ha raramente le qualità che si ricercano nelle arti, per conseguenza bisogna sottoporlo ad una seconda, e talvolta ad una terza calcinazione.

Il minio è una combinazione di protossido e biossido di piombo, in cui il primo fa le veci di base, il secondo quelle di acido, sicchè a rigore parlando sarebbe un sale, cioè un piombato di piombo analogo allo stannato di stagno, già descritto parlando di quest'ultimo metallo. Tale composizione si può dimostrare, tanto per mezzo dell'analisi, quanto per mezzo della sintesi. Così trattando il minio con acido nitrico, questo composto si scinde in protossido di piombo che si combina coll'acido, ed in biossido che resta allo stato insolubile; e se d'altra parte si fa una soluzione di protossido di piombo nella potassa caustica, e vi si mescola una soluzione di piombato di potassa, i due ossidi si combinano insieme, e si forma un precipitato giallo abbondante, che è il minio idrato. Questo prodotto riscaldato, diventa anidro ed acquista il colore e gli altri caratteri del minio ordinario.

Si può ancora ottenere del minio, secondo Levol, riscaldando un miscuglio di 1 parte di clorato di potassa e 4 di protossido di piombo. Sulle prime l'ossigeno che sviluppasi dalla decomposizione del clorato, trasforma il protossido in biossido; ma riscaldando ad una temperatura maggiore, il biossido di piombo si decompone parzialmente e si converte in minio, per cui bisogna spingere l'azione del calore fino a che la massa sia diventata di color rosso. Trattando il prodotto con acqua bollente, resta il minio allo stato di polvere cristallina d'un bel color rosso aranciato.

Le proporzioni relative de' due ossidi variano nel minio del commercio, a seconda del grado e della durata del riscaldamento; di modo che si sono ammesse varie combinazioni in rapporti fissi, fra le quali quella, che ha per formula $2PbO+PbO^2$ è la più stabile, e si forma in preferenza delle altre. Il minio quando è stato ben preparato, ha per l'ordinario la composizione rappresentata da questa formula, o almeno vi si avvicina. Dumas ha trovato inoltre che quando contiene una maggior quantità di protossido, trattandolo con una soluzione di potassa caustica o di acetato di piombo, il protossido in eccesso si discioglie, lasciando un residuo d'una composizione costante rappresentata dalla formula sovraindicata.

Il minio è una polvere molto pesante e di color rosso aranciato, che gli acidi alquanto energici decompongono in biossido, ed in protossido, che si combina coll'acido impiegato. Nelle arti si adopera come materia colorante a motivo del suo bel colore. Nelle fabbriche di cristallo se ne fa gran consumo, ed è preferito al litargirio, perchè non contiene come quest' ultimo dell' ossido di rame, che darebbe un prodotto di color verde, e perchè l'eccesso di ossigeno che contiene giova a bruciare qualche traccia di materia organica, che potrebbe trovarsi mescolata colla potassa.

Spesso questa sostanza viene falsificata colla polvere di mattoni, col perossido di ferro, e con altri corpi di minor valore; ma è facile scoprire queste frodi, facendola bollire con una soluzione di zucchero, alla quale si aggiunge qualche goccia di acido nitrico. Il minio puro si discioglie nella soluzione mista senza lasciar residuo di sorta; ma se contiene

de' corpi estranei, questi rimangono allo stato di deposito insolubile, di cui si può facilmente determinare la natura e la quantità.

SOLFURO DI PIOMBO = PbS — Il solfuro di piombo, conosciuto in mineralogia col nome di *galena*, è di tutti i minerali di piombo il più comune ed il più abbondante. Cristallizza in cubi, in ottaedri regolari ed in altre forme dello stesso sistema. Questa sostanza è di color grigio azzurro e dotata di splendore metallico. Col riscaldamento si fonde, ma richiede una temperatura più elevata di quella a cui si fonde il piombo metallico. In una corrente gassosa è ancora capace di volatilizzarsi in piccola quantità. Riscaldato in contatto dell'aria, si combina coll'ossigeno: una porzione del solfo si trasforma in acido solforoso, che si sviluppa allo stato di gas, e resta un miscuglio di ossido e di solfato di piombo. Se si riscalda in una corrente di gas idrogeno, il solfo si converte in idrogeno solforato, lasciando per residuo del piombo metallico.

Artificialmente questo solfuro si può preparare decomponendo un sale di piombo solubile per mezzo dell'idrogeno solforato, o di un solfuro alcalino: il solfuro di piombo in tal caso si precipita allo stato di polvere nera. Se si riscalda un miscuglio di limatura di piombo e fiori di solfo, la combinazione de' due corpi ha luogo con ignizione, ed il prodotto che si ottiene ha i caratteri e la composizione del solfuro di piombo naturale.

POLISOLFURO — Questo composto si ottiene versando la soluzione d'un polisolfuro alcalino in quella d'un sale di piombo solubile. Il precipitato che si forma è di color rosso; ma dopo pochi momenti divien nero, decomponendosi spontaneamente in solfo ed in protosolfuro.

Si conoscono ancora due sottosolfuri Pb^2S e Pb^4S, che si ottengono facendo fondere il protosolfuro col piombo metallico.

SELENIURO = PbSe — Si trova nel regno minerale associato colla galena, alla quale somiglia per la composizione, per la forma cristallina e per altri caratteri.

CLORURO = PbCh — Questo composto si trova talvolta nel regno minerale cristallizzato in prismi aghiformi. Artificialmente si può ottenere, sia disciogliendo l'ossido di piombo nell'acido idroclorico, sia per doppia decomposizione, precipitando un sale di piombo solubile per mezzo del cloruro di sodio.

È bianco e di sapor zuccherino, come tutti i composti di piombo solubili, fusibile e volatile. All'ordinaria temperatura si discioglie in 135 parti d'acqua pura, in 33 al calore dell'ebollizione; ma se l'acqua contiene in soluzione dell'acido idroclorico, il cloruro di piombo non si discioglie che in piccola quantità, la quale è tanto minore per quanto maggiore è la quantità d'acido che il liquido contiene; da ciò avviene che versando dell'acido idroclorico in una soluzione concentrata di cloruro di piombo, esso si precipita, cristallizzando in aghetti risplendenti. Questo composto è insolubile nell'alcole, che lo precipita dalla sua soluzione acquosa. Lasciando raffreddare una soluzione satura, il cloruro di piombo si deposita in aghetti bianchissimi e trasparenti, la cui forma cristallina appartiene al sistema del prisma esagono.

Ossicloruri — Si conoscono vari composti di ossido e cloruro di piombo, due de'quali si trovano cristallizzati nel regno minerale: l'uno ha per formula $PbO+PbCh$, l'altro $2PbO+PbCh$. Decomponendo per mezzo del cloruro di sodio una soluzione di acetato basico di piombo, si forma un altro composto $= 5PbO+PbCh$.

Nelle arti si adopera come materia colorante un ossicloruro di piombo della formula $7PbO+PbCh$, conosciuto coi nomi di *giallo minerale*, *giallo di Verona*, *giallo di Parigi*, *giallo di Turner*, *giallo di Cassel*. Questo composto è di un bel color giallo d'oro, fusibilissimo e capace di cristallizzare col raffreddamento in ottaedri voluminosi. Si prepara fondendo insieme 1 parte di cloruro di piombo con 6 a 8 di litargirio, o riscaldando 10 parti di litargirio con 7 di sale ammoniaco. Se si fa bollire dell'ossido di piombo in una soluzione di sal marino, si ottiene lo stesso ossicloruro in combinazione coll'acqua allo stato di polvere bianca, la quale divien gialla e anidra col riscaldamento. Del resto l'ossido ed il cloruro di piombo fusi insieme, si possono combinare in ogni proporzione.

Bromuro $= PbBr$ — Versando bromuro di potassio o di sodio in una soluzione di nitrato di piombo, si precipita il bromuro di piombo in polvere bianca, pochissimo solubile nell'acqua bollente, e quasi insolubile nell'acqua fredda. Questo composto esposto all'azione del calore, si fonde in un liquido rosso, che col raffreddamento si rappiglia in una massa di color giallo.

Ioduro $= PbI$ — Si ottiene versando ioduro di potassio in una soluzione di nitrato di piombo: l'ioduro di piombo si precipita in forma di polvere di color giallo d'oro. Il precipitato così ottenuto è solubile nell'acqua bollente, e col raffreddamento del liquido cristallizza in laminette esagone, che hanno il colore e lo splendore dell'oro.

L'ioduro di piombo forma col cloruro d'ammonio un composto cristallizzato in aghetti, il quale si ottiene versando dell'acetato di piombo in una soluzione concentrata e bollente d'ioduro di potassio e cloruro d'ammonio. La composizione del prodotto è rappresentata, secondo Woelckel, dalla formula $2PbI+3AzH^4Ch$.

Ossiioduri — Se si versa dell'ioduro di potassio in una soluzione di acetato di piombo in eccesso, si forma un precipitato di color giallo canarino, che a poco a poco sbiadisce e finalmente divien bianco. Questo precipitato è un ossiioduro.

Se invece si precipita coll'ioduro di potassio una soluzione di acetato di piombo tribasico, si ottiene un composto definito, che Kuhn riguarda come combinazione d'ioduro e idrato di piombo della formula $PbI+PbO,HO$. Questo stesso prodotto si ottiene, facendo bollire dell'ossido di piombo in una soluzione d'ioduro dello stesso metallo.

Decomponendo una soluzione satura d'ioduro di piombo con un eccesso d'ammoniaca, si forma, secondo lo stesso Chimico, un precipitato bianco, che è un ossiioduro diverso dal precedente, ed ha per formula $PbI,3PbO+2Aq$.

Finalmente si forma un ossiioduro azzurro, trattando l'idrato di

piombo con una soluzione alcolica d' iodo, e riscaldando il miscuglio finchè sia divenuto di colore azzurro, dopo di avervi aggiunto poche gocce di acetato di piombo. La composizione di questo corpo non è ancora conosciuta.

Fluoruro = PbF — Si prepara versando dell' acido idrofluorico in una soluzione di acetato di piombo, o trattando collo stesso acido il carbonato di piombo recentemente preparato. È una polvere bianca ed amorfa, solubile nell'acido nitrico e nell'acido idroclorico, che trattata con ammoniaca, si trasforma in ossifluoruro. Quest'ultimo è molto più solubile del fluoruro di piombo, e la sua soluzione attira l' acido carbonico dell' aria, precipitando del carbonato misto a fluoruro di piombo.

Cianuro = $Pb(C^2Az)$ — È una polvere bianca ed insolubile, che si prepara facilmente per doppia decomposizione.

Fosfuro — Il piombo ha pochissima affinità per il fosforo, difatto se si riscalda in una storta di grès un miscuglio di fosfato di piombo e polvere di carbone, il fosforo ridotto distilla, e nella storta rimane del piombo metallico mescolato a qualche piccola traccia di fosforo. Nondimeno si può preparare un fosfuro di piombo per via umida, facendo passare nella soluzione d'un sale di questo metallo una corrente d' idrogeno fosforato.

Carburo — Calcinando il cianuro di piombo in vasi chiusi, si ottiene un composto di piombo e carbonio, di cui s' ignora la composizione.

Arseniuro — Il piombo e l' arsenico si combinano facilmente per mezzo della fusione, ma non si conosce nessun composto a proporzioni definite. Gli arseniuri così ottenuti sono fragili, ed hanno una struttura lamellosa.

Il piombo che contiene delle piccole quantità di arsenico, fuso e diviso in piccole masse, prende facilmente una forma globulare; per questa ragione si mescolano 1 o 2 millesimi di arsenico al piombo con cui si fabbrica la munizione da caccia.

Antimoniuro — Il piombo e l'antimonio fusi insieme, si mescolano in ogni proporzione. Il composto della formula Pb^5Sb si adopera nelle arti per gettare i caratteri da stampa, e si prepara fondendo insieme 4 parti di piombo e 1 di antimonio. Questo antimoniuro è fusibilissimo, e quando vien riscaldato in contatto dell'aria, si ossida facilmente. Gli acidi deboli vi hanno pochissima azione; l'acido nitrico al contrario l'ossida facilmente, trasformandolo in antimonito di piombo con eccesso di base.

Lega di piombo e stagno — Il piombo si combina facilmente cogli altri metalli, formando delle leghe, di cui una sola si adopera nelle arti, cioè la lega di piombo e stagno, e per conseguenza di questa soltanto faremo menzione.

I due metalli si combinano per mezzo della fusione, formando de'miscugli in tutte le proporzioni immaginabili. La fusibilità di queste leghe varia a seconda delle quantità relative de'componenti, come si può vedere dal seguente prospetto, il quale indica le temperature, a cui se-

condo Kupfer ha luogo la fusione delle leghe fatte combinando piombo e stagno in rapporti equivalenti:

Piombo puro si fonde a	335°	Lega $PbSn^3$	si fonde a	186°
Lega Pb^3Sn	»	289	» $PbSn^4$	»	189
» $PbSn$	»	241	» $PbSn^5$	»	194
» $PbSn^2$	»	196	Stagno puro	»	230.

D'onde si deduce che la lega più fusibile è quella che corrisponde alla formula $PbSn^3$, e che contiene 37 di piombo e 63 di stagno in 100 parti.

Nelle arti, per saldare insieme le foglie di latta, di rame, di ottone, di zinco ec. si adopera una specie di lega formata con parti eguali di stagno e piombo, la quale dall'uso a cui viene destinata, si chiama *saldatura*. Questa stessa lega calcinata in contatto dell'aria, si ossida più facilmente di quello che fa ciascuno de' due metalli isolatamente, ed il prodotto della calcinazione è uno stannato di piombo fusibile, con cui i fabbricanti di stoviglie ricoprono il vasellame, per renderlo impermeabile ai liquidi.

FABBRICAZIONE DEL PIOMBO

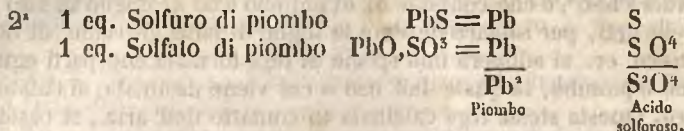
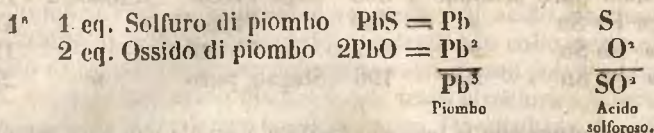
La galena è il solo minerale di piombo, che in ragione della sua abbondanza si presti all'estrazione di questo metallo. Il trattamento metallurgico della galena si fa con due metodi diversi: l'uno consiste a riscaldare il minerale in contatto del ferro metallico, il quale avendo per il solfo un'affinità più forte di quella del piombo, si combina col primo, formando un solfuro di ferro, e lascia il piombo allo stato libero. Coll'altro metodo si tosta la galena in contatto dell'aria, per ossidarla parzialmente, poi si riscalda ad una temperatura molto più elevata, per determinare tra l'ossigeno assorbito ed il solfo che ancora vi rimane una reazione, da cui ha origine dell'acido solforoso, che si sviluppa allo stato di gas, e del piombo metallico.

Per ben intendere lo scopo ed il modo in cui si conducono tali operazioni, giova esaminare separatamente le reazioni che si stabiliscono tra gli elementi della galena e l'ossigeno dell'aria. Nel primo periodo della calcinazione, la temperatura non essendo molto elevata, la galena non si decompone che parzialmente: una porzione del solfo si volatilizza trasformandosi in acido solforoso, mentre il piombo risultante da tale decomposizione, ed il solfuro indecomposto si trasformano per l'azione ossidante dell'aria, l'uno in ossido, l'altro in solfato di piombo.

Ma siccome si ha cura di sospendere la calcinazione prima che tutto il solfuro metallico abbia subito tale metamorfosi, il prodotto si può riguardare come un miscuglio di ossido, solfato e solfuro di piombo in proporzioni, che variano a seconda della durata e del grado del riscaldamento. Nel secondo periodo dell'operazione il miscuglio anzidetto, trovandosi riscaldato ad una temperatura molto più elevata, dà luogo a due reazioni distinte, che si stabiliscono simultaneamente, e danno per risultato gli stessi prodotti: l'una ha luogo tra il solfuro di

piombo e l' ossido, l' altra tra il solfuro ed il solfato. L' una e l' altra producono acido solforoso e piombo metallico, come fan vedere le formule seguenti:

1ª	1 eq. Solfuro di piombo	PbS =	Pb	S
	2 eq. Ossido di piombo	$2PbO$ =	Pb^2	O^2
			Pb^3 Piombo	SO^2 Acido solforoso.

2ª	1 eq. Solfuro di piombo	PbS =	Pb	S
	1 eq. Solfato di piombo	PbO,SO^3 =	Pb	SO^4
			Pb^2 Piombo	S^2O^4 Acido solforoso.

Questo metodo non differisce essenzialmente da quelli con cui si riducono gli altri minerali metalliferi: ne' casi ordinarii la riduzione si ottiene per mezzo del carbone o dell' ossido di carbonio, nel caso del piombo invece, il solfo della galena è quello che fa l' ufficio di corpo riduttore.

La galena si riduce col primo metodo, cioè per mezzo del ferro metallico, quando contiene una quantità troppo grande di matrice quarzosa, la quale combinandosi coll' ossido di piombo, forma de' silicati fusibili, che trattati col secondo metodo, sfuggono all'azione riduttrice del solfo, e cagionano una perdita considerevole di metallo, che passa nelle scorie allo stato di silicato di piombo. Fuori di questo caso, la galena si riduce sempre col secondo metodo, che nelle officine si chiama *metodo per reazione.*

Siccome per l' ordinario la galena, oltre il solfuro di piombo, contiene ancora delle vestigia di solfuro di rame e di solfuro di argento, le operazioni metallurgiche a cui si sottopone il minerale mirano non solo alla separazione del piombo, ma anche a quella dell' argento che vi è contenuto. Si ottiene questo doppio intento con una serie di operazioni semplicissime, che passiamo a descrivere.

Preparazione della galena — Prima di sottoporre il minerale all'azione del riscaldamento, si scelgono i pezzi che sono abbastanza ricchi per potersi trattare immediatamente, e si mettono da parte. Il rimanente viene macinato fra due cilindri di ferraccio, e poi lavato per decantazione in alcune casse, ovvero sopra piani inclinati di legno. L' acqua porta via le materie terrose, che sono specificamente più leggiere della galena, lasciando quest' ultima quasi pura.

Riduzione della galena — Il minerale così preparato si spande sul piano d' un fornello a riverbero rappresentato dalle figure 71 e 71', il quale ha 3 in 4 metri di lunghezza, e presso a poco altrettanto di larghezza. Il piano di questo fornello ha nella sua parte media un incavo B, ove il piombo fuso si raduna a misura che viene ridotto, e per mezzo di un canaletto cola in un bacino di ferraccio sottoposto F. La

galena polverizzata viene introdotta dalla parte superiore per mezzo di un' apertura M munita d'una tramoggia. Ciascuna delle due pareti laterali del forno ha tre aperture rettangolari, da cui i lavoranti per mezzo di stangoni di ferro rimestano il minerale. Il combustibile viene introdotto dalle porte P, P, e caricato sulla graticola G. La fiamma e la corrente d' aria calda percorrono il forno nel verso della lunghezza, e prima di spandersi nell'atmosfera, sono obbligate a passare in alcune camere di condensazione, ove depositano della polvere metallica trascinata meccanicamente.

Nel primo periodo del trattamento si tengono aperte le finestre laterali, acciò l' aria fredda penetrandovi impedisca che il minerale acquisti un grado di calore troppo forte e capace di fonderlo. Nel tempo stesso, de' lavoranti rimestano il minerale nel modo che si è detto, per favorire il contatto dell' aria e per conseguenza l' ossidazione. La galena per tal modo vien calcinata in contatto dell'aria atmosferica alla temperatura del calor rosso scuro per 3 o 4 ore, nel quale intervallo si sviluppa acido solforoso, e si forma un miscuglio di solfato, ossido e solfuro di piombo indecomposto. Quando la calcinazione è sufficientemente progredita, si chiudono tutte le aperture del forno, e si aumenta la temperatura. In questo secondo periodo il solfo della galena riduce tanto l'ossido quanto il solfato di piombo allo stato di piombo metallico, che si fa colare nel bacino inferiore. Ciò fatto, si aprono le finestre laterali, e si calcina nuovamente il minerale che resta sul piano del forno ad una temperatura più bassa; i residui della prima operazione si ossidano per tal modo, trasformandosi parzialmente in ossido ed in solfato di piombo, con cui resta mescolata una certa quantità di solfuro indecomposto. Riscaldando questo miscuglio ad una temperatura più elevata, si stabilisce una seconda reazione simile alla prima, e si ottiene una nuova quantità di metallo; sicchè ripetendo alternativamente le stesse operazioni, tutto il solfuro viene ridotto.

Separazione dell' argento — Il piombo così ottenuto ritiene tutto l'argento che conteneva la galena, e sovente in quantità tale che merita il conto di sottoporlo ad altre operazioni, per cavarne quest'ultimo metallo, ed in tal caso prende il nome di *piombo d' opera*. La separazione del piombo dall' argento si effettua per mezzo di un'operazione particolare, che chiamasi *coppellazione*.

La coppellazione è fondata su questo principio semplicissimo, che riscaldando in contatto dell' aria atmosferica un miscuglio de' due metalli, solo il piombo si ossida, e l'argento rimane allo stato metallico. Per separare dall' argento l'ossido di piombo prodotto bisogna riscaldare la lega ad una temperatura abbastanza elevata per ridurre l' ossido di piombo ad uno stato di perfetta fluidità, e siccome il metallo fuso forma una superficie convessa, l' ossido di piombo, a misura che si forma, si raduna in quella specie di canale che resta tutto all' intorno tra il metallo e la parete del vase, di modo che facendo su questa parete un' incisione che arrivi ad una piccolissima distanza dalla superficie metallica, senza mai toccarla, si può far colare all' esterno l' ossido di piombo. A mi-

sura che il metallo ossida si approfondisce a poco a poco l'incisione praticata, sicchè l'ossido di piombo vien separato a misura che si forma dal metallo sottoposto, la cui superficie resta continuamente esposta al contatto dell' aria, e l' ossidazione progredisce senza mai arrestarsi. Quando tutto il piombo è trasformato in ossido, il metallo diviene tutto ad un tratto più luminoso. Questo fenomeno, che chiamasi *lampo*, annunzia la fine dell'operazione. Nella coppella rimane un disco di argento, il quale contiene circa $\frac{1}{10}$ del suo peso di piombo, e porta il nome di *argento di coppella*.

Il fornello di coppellazione (*fig. 72 e 72'*) è una specie di forno a riverbero molto basso, colla differenza che la volta è mobile invece di esser fissa. Esso si compone d'un focolare laterale *g*, d'un piano circolare A incavato in forma di cassula, al quale si dà il nome di *coppella*, che si riveste internamente d' un grosso intonaco di marna. La volta del forno è di lamiera di ferro, ed è sospesa con catene ad una grù G G' G'', per mezzo della quale si può facilmente sollevare o rimettere al posto, a seconda del bisogno. Il fornello presenta tutto all' intorno 5 aperture, una delle quali dà passaggio alla fiamma, due *o*, *o'* portano le canne di due mantici che spingono continuamente dell'aria, la quale serve a facilitare l'ossidazione ed a scacciare il litargirio fuso dalla superficie metallica. Il piombo d'opera viene introdotto dall'apertura M, e l'ossido di piombo fuso cola dalla fessura *l* a misura che si forma.

Siccome il piombo d' opera, oltre l'argento, contiene ancora degli altri metalli e soprattutto del rame, come pure delle quantità variabili di arsenico, di antimonio e di solfo, si formano per l'ossidazione di questi corpi vari prodotti secondarii. Nel primo periodo apparisce alla superficie del metallo fuso certa sostanza nera composta di ossisolfuri di piombo, di arsenico e di antimonio, che si mette da parte per cavarne il piombo che ancora può dare, sia mescolandola col nuovo minerale, sia fondendola separatamente. Il litargirio che si forma sul principio dell'operazione è molto impuro e contiene del rame, dell' arsenico e dell' antimonio. Quello che viene appresso è un ossido quasi puro, che si mette in commercio sotto questa forma. Finalmente il litargirio che si ottiene nell' ultimo periodo della coppellazione contiene una quantità notabile di argento, per cui si raccoglie separatamente e si assoggetta ad altre operazioni, per separarne questo metallo.

Altravolta il piombo che conteneva meno di 20 once d' argento per tonnellata, non veniva sottomesso alla coppellazione; oggigiorno invece si può coppellare con profitto del piombo che contiene appena 3 once d'argento per tonnellata, sottoponendolo ad un trattamento preliminare, che permette di concentrare tutto l'argento in una piccola massa di metallo. Questa importante scoperta metallurgica dovuta a Pattison, è stata introdotta da circa 17 anni, ed è fondata sull' osservazione seguente. Se si fa fondere del piombo argentifero ad una temperatura prossima a quella in cui il metallo fuso si solidifica, a misura che la solidificazione si effettua, tutto l'argento si accumula nella porzione solidificata, ed il metallo che resta allo stato liquido non ne ritiene quasi veruna

traccia; per conseguenza se si separano le due porzioni, si avrà dall'una parte del piombo scevro di argento, e dall'altra del piombo molto più ricco di quello primitivamente adoperato. Sottoponendo il prodotto argentifero ad una seconda operazione simile in tutto alla prima, l'argento andrà sempre più accumulandosi nel prodotto solidificato, e continuando allo stesso modo, si ottiene in ultimo del piombo d'opera, che coppellato nel modo di sopra descritto, lascia una forte proporzione d'argento per residuo. L'operazione viene eseguita in 7 bacini di ferro collocati l'uno accanto all'altro, e riscaldati per mezzo dello stesso fornello; in essi del piombo poverissimo è ridotto per gradi a contenere 1 $\frac{1}{2}$, 2 $\frac{1}{2}$, 5, 10, 20, 40, ed in ultimo 70 a 75 once di argento per tonnellata.

Riduzione del litargirio — La gran quantità di litargirio che si ottiene durante la coppellazione del piombo d'opera, e l'uso limitato che si fa nelle arti di questa sostanza, non permettono di esitarlo tutto sotto questa forma, per cui bisogna nuovamente ridurlo allo stato metallico. Questa operazione, che porta il nome di *rivificazione del litargirio*, si eseguisce facilmente, riscaldandolo in un fornello a manica in contatto del carbone, ed il piombo che si ottiene viene gettato in alcuni stampi di ferraccio, ove si solidifica in pani, che si spediscono in commercio.

BISMUTO

Il bismuto si rinviene nel regno minerale allo stato metallico. Le principali miniere si trovano in Sassonia, in Boemia ed in Transilvania. La sua estrazione adunque non presenta veruna difficoltà, mentre basta separare il metallo dalla matrice per mezzo della fusione.

Proprietà — Il bismuto è di color bianco rossastro e fragilissimo, sicchè si può facilmente polverizzare. Ha una grandissima tendenza a cristallizzare in romboedri di una regolarità sorprendente, massime quando è puro. Il suo peso specifico è di 9,799. Secondo Scheerer e Marchand, sottoponendo questo metallo ad una forte compressione, si osserva la singolarissima anomalia, che la sua densità diminuisce, invece di aumentare, come accade per gli altri corpi. Così sotto una pressione di 50000 chilogrammi la sua densità è 9,779. Per una pressione di 75000 chilogrammi diviene 9,655, e per quella di 100000 chilogrammi scende sino a 9,557. La sua fusione richiede 246° circa, ed il metallo liquido ha di comune coll'acqua la proprietà di dilatarsi mentre si solidifica; ond'è che raffreddandosi il metallo liquefatto, nell'atto che divien solido, rompe la crosta esterna di già solidificata, e viene fuori formando un'escrescenza, che chiamasi *fungo del bismuto*. Riscaldato ad un'alta temperatura, emette de'vapori abbondanti, e si può anche distillare, ma richiede un altissimo grado di calore.

In contatto dell'aria secca non si ossida all'ordinaria temperatura; ma all'aria umida si copre d'un leggiero strato d'ossido alla superficie, e col riscaldamento si trasforma in ossido con grande facilità. L'acido solforico e l'acido idroclorico diluiti l'attaccano appena; a caldo l'acido sol-

forico concentrato lo discioglie, sviluppando acido solforoso. L'acido nitrico l'attacca energicamente, producendo i soliti fenomeni che accompagnano l'azione di questo acido sui metalli.

Ossido di bismuto $= BiO^3$ (1) — È giallo, fusibile al calor rosso, e riduttibile per mezzo del gas idrogeno. Si prepara calcinando in un crogiuolo di platino il nitrato basico di bismuto, che si precipita quando aggiungesi molt'acqua ad una dissoluzione di bismuto nell'acido nitrico. L'ossido idrato è bianco, e fatto bollire con una soluzione alcalina, diventa anidro, di color giallo, e cristallizza in aghetti sottili e risplendenti.

Perossido $= BiO^4$ — È una polvere di color bruno carico, che si può scaldare, senza decomporla, fino alla temperatura in cui bolle il mercurio; ma ad un grado di calore un poco più avanzato sviluppa ossigeno, e si trasforma in BiO^3. Gli acidi concentrati vi agiscono anche alla temperatura ordinaria, e si combinano coll'ossido di bismuto, sviluppando gas ossigeno. L'acido idroclorico messo in contatto con questo corpo, produce gas cloro e tricloruro di bismuto. Il perossido di bismuto non si combina, nè come base cogli acidi, nè come acido colle basi.

Si ottiene facendo bollire l'ossido di bismuto finamente polverizzato con una soluzione di clorito di soda, finchè la polvere sia divenuta di color bruno nericcio; ma siccome vi rimane sempre un poco di ossido inattaccato, bisogna lavare il prodotto con acido nitrico molto diluito, che discioglie l'ossido di bismuto non alterato, senz'attaccare il perossido prodotto.

Alcuni Chimici riguardano quest'ossido come combinazione dell'ossido di bismuto coll'acido bismutico, e lo rappresentano colla formula $BiO^3 + BiO^5$, nella quale il metallo sta all'ossigeno nel rapporto equivalente di 1 : 4.

Acido bismutico $= BiO^5$ — Questo acido, finora pochissimo conosciuto, si ottiene facendo passare del cloro in una soluzione concentrata di potassa, che tiene in sospensione il sesquiossido di bismuto. L'aci-

(1) Il maggior numero de'Chimici rappresentano l'equivalente del bismuto col numero 104, e le sue combinazioni coll'ossigeno colle formule Bi^2O^3, BiO^2, Bi^2O^5; ma l'analogia che esiste tra il bismuto, l'arsenico e l'antimonio, mostra chiaramente che i composti di questi 3 radicali hanno una composizione analoga. Allo stato elementare il bismuto l'arsenico e l'antimonio sono isomorfi, e l'ossido di bismuto, l'acido arsenioso e l'acido antimonioso si sostituiscono a vicenda in molti composti naturali, senza che resti alterata la forma cristallina. Inoltre sono stati scoperti in questi ultimi tempi due composti organici, cioè lo stibetile ed il bismutetile, i quali si somigliano sotto tutti i rapporti, e per la composizione non presentano altra differenza che quella di contenere l'uno l'antimonio, l'altro il bismuto. Se si raddoppia l'equivalente del bismuto, com'è stato già fatto da qualche Chimico, tutte le anomalie spariscono, e le formule de'composti di questo metallo diventano analoghe a quelle de'composti corrispondenti dell'arsenico e dell'antimonio. Per far meglio apprezzare le ragioni che ci hanno determinato ad adottare un tal cambiamento, metteremo in confronto le formule dei composti di questi 3 radicali;

Bi=104	Bi=208					
Bi^2O^3	$Bi\,O^3$	Oss. di bismuto	AsO^3	Ac. arsenioso	SbO^3	Ac. antimonioso
$Bi\,O^2$	$Bi\,O^4$	Peross. di bism.	»	»	SbO^4	Ac. ipoantimonico
Bi^2O^5	$Bi\,O^5$	Ac. bismutico	AsO^5	Ac. arsenico	SbO^5	Ac. antimonico
$Bi^2C^{12}H^{15}$	$Bi\,C^{12}H^{15}$	Bismutetile	»	»	$SbC^{12}H^{15}$	Stibetile.

do bismutico così preparato contien sempre dell'ossido, dal quale si può facilmente separare per mezzo dell'acido nitrico, che all'ordinaria temperatura non decompone l'acido bismutico.

Questo composto si presenta in forma di polvere di color rosso pallido, solubile nella potassa e nella soda, colle quali forma de'sali di color rosso sanguigno. Riscaldato a 130°, perde l'acqua, diventando anidro, e ad un grado più forte di calore sviluppa ossigeno, e si converte in perossido di bismuto.

Bisolfuro di bismuto = BiS^2 — Questo solfuro scoperto da Wertheim non corrisponde a nessun grado d'ossidazione conosciuto del bismuto. Facendo fondere un miscuglio a parti eguali di bismuto e di trisolfuro, si forma del bisolfuro, che cristallizza nel metallo liquido; e decantando quest'ultimo, resta il bisolfuro cristallizzato in prismi rettangolari.

Trisolfuro = BiS^3 — È risplendente di color grigio giallognolo, meno fusibile del bismuto, e capace di mescolarvisi in ogni proporzione, allorchè si fondono insieme.

Si trova in natura cristallizzato, sebbene in piccola quantità. Artificialmente si prepara fondendo il metallo col solfo, o precipitando un sale di bismuto per mezzo dell'idrogeno solforato.

Tricloruro = $BiCh^3$ — Questo cloruro è solido, bianco, caustico, fusibile, volatile ad una temperatura inferiore a quella del calor rosso, e deliquescente. Messo in contatto con molt'acqua, si decompone, producendo acido idroclorico che rimane disciolto, e ossicloruro di bismuto, che si precipita in polvere bianca. L'acido idroclorico lo discioglie, e la soluzione evaporata, produce de'cristalli di cloruro di bismuto con acqua di cristallizzazione.

Il composto anidro si ottiene riscaldando il metallo nel gas cloro. Disciogliendo il bismuto nell'acqua regia, e concentrando la soluzione, si ottiene il cloruro idrato in cristalli regolari.

Triioduro = BiI^3 — Precipitando una soluzione di nitrato di bismuto per mezzo dell' ioduro di potassio, si forma un precipitato bruno nerastro, che è il triioduro di bismuto. Questo composto non si altera in contatto dell'acqua fredda; ma l'acqua bollente lo trasforma in ossiioduro della formula BiO^2I.

Il triioduro di bismuto si combina coll'acido idroiodico e cogl'ioduri alcalini, formando de'composti cristallizzati.

Leghe — Il bismuto si combina facilmente cogli altri metalli per mezzo della fusione, e produce delle leghe notevoli per la loro grande fusibilità. Nelle sperienze di chimica per riscaldare delle sostanze ad una temperatura determinata, si fa uso spessissimo d'un composto di piombo, stagno e bismuto, che porta il nome di *lega fusibile*, o di *lega di Darcet*. Questa lega si ottiene facilmente fondendo insieme 2 parti di bismuto, 1 p. di piombo e 1 p. di stagno: il miscuglio si fonde alla temperatura di 93°, e per conseguenza è liquido nell' acqua bollente. Si può diminuire a piacere la fusibilità di questa lega, variando il rapporto de' tre metalli, di maniera che si possono ottenere delle leghe che si

fondono ad una temperatura determinata, colle quali si fanno le così dette *piastre fusibili*, che servono di valvole di sicurezza alle caldaie delle macchine a vapore: quando il vapore acquista la temperatura in cui la lega si fonde, la valvola si apre, ed impedisce per tal modo che il vapore possa acquistare una tensione capace di fare esplodere la caldaia.

Se si mescolano per mezzo della fusione 5 p. di bismuto, 3 p. di piombo e 2 p. di stagno, si ottiene una lega fusibile a 91°,6.

SESTA SEZIONE

Metalli che non decompongono l'acqua, nè coll'azione del calore, nè sotto l'influenza degli acidi liberi, ed i cui ossidi si decompongono col riscaldamento, sviluppando ossigeno:

Mercurio	Palladio
Argento	Rodio
Oro	Iridio
Platino	Rutenio.

MERCURIO

Il mercurio è il solo metallo che sia liquido alla temperatura ordinaria dell'atmosfera. Raffreddato a 39° o 40° sotto zero si solidifica, ed in tale stato pe'suoi caratteri fisici somiglia al piombo o allo stagno. Il mercurio solido è molle e pieghevole come i metalli anzidetti, si distende sotto i colpi del martello, e si può ridurre facilmente in lamine. Se si raffredda una massa piuttosto grande di mercurio, e quando è parzialmente solidificata, si decanta il metallo che rimane ancora allo stato liquido, si ottengono de'cristalli determinabili, la cui forma è l'ottaedro regolare. Riscaldato alla temperatura di 350° del termometro ad aria, il mercurio bolle e si trasforma in un vapore invisibile e trasparente, che raffreddandosi si liquefà, e riacquista i caratteri primitivi, sicchè questo metallo si può comodamente distillare. Il mercurio solido ha una densità di 14,4 determinata ad una temperatura un poco inferiore a quella in cui si solidifica. La densità del mercurio liquido è, secondo Regnault, 13,596 a 0°; quella del suo vapore è di 6,976, secondo Dumas. Da 0° a 100° il mercurio si dilata uniformemente, e per ogni grado di calore il suo volume aumenta di 0,018153, e per questa ragione viene preferito a tutti gli altri liquidi nella costruzione de'termometri.

Il mercurio liquido presenta il colore e lo splendore dell'argento; è mobilissimo, e scorre facilmente alla superficie del vetro e della porcellana, senza attaccarvisi; ma aderisce facilmente alla superficie dell'oro, dell'argento, del piombo, dello stagno ec., coi quali si combina, formando delle leghe, che si chiamano *amalgame*. Quando il mercu-

rio contiene de' metalli estranei, le sue proprietà restano notabilmente modificate: in tal caso non iscorre così facilmente alla superficie de'corpi solidi, come fa quando è puro; ma vi aderisce più o meno, a seconda del grado d'impurità, e forma delle gocciole allungate ed irregolari alla superficie; si dice allora che il mercurio *fa coda*, e nel commercio si ritiene questo carattere come indizio della sua cattiva qualità.

Il mercurio si volatilizza sensibilmente, anche all'ordinaria temperatura; e però se in un vase pieno di mercurio si sospendono delle foglioline d'oro a piccola distanza dalla superficie metallica, a capo di qualche giorno l'oro divien bianco alla superficie, combinandosi col vapore mercuriale. Se si fa la stessa esperienza ad una temperatura vicina a 0^{o}, si osserva che le foglioline d'oro diventano bianche fino ad una certa altezza soltanto, ma presentano i caratteri ed il colore ordinario dell'oro nella parte superiore. Ciò fa vedere che a basse temperature il vapore che si solleva dalla superficie del mercurio forma una zona, che non si estende al di là di un certo limite, e non si mescola coll'aria, come fanno i gas permanenti.

Millon ha fatto alcune osservazioni importanti sull'influenza che i metalli estranei esercitano sulla volatilità del mercurio. Secondo questo Chimico, il mercurio che contiene la più piccola traccia di piombo si volatilizza assai più lentamente del mercurio puro, di maniera che riscaldando alla stessa temperatura in due stortine di vetro d'una capacità sensibilmente eguale due quantità eguali di metallo, l'una perfettamente pura, l'altra mescolata con $\frac{1}{10000}$ di piombo, la quantità di mercurio puro che passa alla distillazione è 20 e talvolta 30 volte maggiore di quella che distilla dal mercurio che contiene del piombo. Lo zinco agisce come il piombo, il platino invece accelera la distillazione, e l'oro non ha nessuna influenza.

Il mercurio lasciato in contatto dell'aria alla temperatura dell'ambiente, forma alla superficie un leggerissimo strato d'ossido, il quale si presenta in polvere nerastra, e comunica al metallo la proprietà di aderire alla superficie de' corpi solidi. Per questa ragione il mercurio in tale stato non si può impiegare senza inconveniente per la costruzione de' barometri e de'termometri. Per separare quest'ossido, il miglior metodo è quello di lasciarlo per qualche tempo in contatto dell'acqua acidulata con poche gocce di acido solforico, la quale discioglie l'ossido, senza attaccare il metallo. Si può ancora spogliare il mercurio dal leggiero strato d'ossido che si è formato alla superficie nel modo seguente. Si assottiglia il cannello d'un imbuto di vetro, in modo da lasciarvi soltanto una piccola apertura. Si versa nel ridetto imbuto il mercurio che si vuol depurare, tenendo chiusa per mezzo del dito la piccola apertura, poi togliendo il dito si fa scorrere il mercurio in una cassula di porcellana (*fig. 74*): l'ossido essendo più leggiero del metallo, si raccoglie alla superficie, e per conseguenza si concentra tutto nelle ultime porzioni, per cui mettendo da parte le ultime gocce che restano nel cannello dell'imbuto, si viene a togliere tutto l'ossido che il metallo conteneva.

Per separare il mercurio dagli altri metalli, si suol ricorrere alla distillazione, la quale per ben riuscire richiede certe precauzioni particolari. La distillazione del mercurio non si può fare in storte di vetro a motivo della loro fragilità ; il migliore apparecchio consiste in una storta di ferro tubulata (*fig.* 73) , nella quale s' introduce per mezzo della tubulatura *t* la quantità di mercurio che si vuole distillare. Ciò fatto , si situa la storta sopra un fornello ordinario , ed al collo della medesima si avvolge un cencio , in modo che venga a formare un prolungamento cilindrico del collo , che si fa pescare in un vase pieno d'acqua. Si accende il fuoco nel fornello, e si fa cadere sul cencio un getto d'acqua, per mantenerlo bagnato durante tutto il corso dell'operazione. Il mercurio entra in ebollizione , e si riduce in vapore , il quale raffreddandosi in contatto dell' acqua , si condensa , e va a raccogliersi nel vase sottoposto sotto forma liquida , mentre i metalli che a quella temperatura non si volatilizzano restano nella storta. Bisogna ciò non ostante avvertire che raramente si arriva a depurare il mercurio colla semplice distillazione, perchè il metallo bolle irregolarmente, producendo de'soprassalti , che scagliano delle particelle di mercurio impuro nel collo della storta, d'onde colano nell'acqua , e vanno a riunirsi alla porzione già distillata. Inoltre il mercurio distillato contiene una notabile quantità di ossido, che si forma per l' azione dell'aria sul metallo riscaldato. Per conseguenza bisogna introdurre il prodotto della distillazione in una boccia smerigliata e lasciarlo per molto tempo in contatto d' una soluzione debole di acido azotico , o meglio di acido solforico , nella quale si è disciolto un poco di solfato di mercurio : l'ossido si discioglie facilmente nel liquido acido , e se il mercurio contiene de' metalli più ossidabili , come piombo , stagno , zinco , questi decompongono il solfato di mercurio disciolto nel liquido , i metalli estranei si convertono in solfati , ed il mercurio si precipita. Finalmente quando si giudica che il mercurio non contiene altre impurità , si decanta la soluzione acida, si lava il metallo con acqua distillata più volte di seguito , e finalmente si fa prosciugare sotto una campana nell' aria disseccata sulla calce viva.

Se si riscalda il mercurio alla temperatura dell' ebollizione in un pallone di vetro a collo molto lungo , in modo che il vapore condensandosi , prima di disperdersi nell' aria , possa ricadere nel pallone , si ottiene a capo di certo tempo dell'ossido rosso , o protossido di mercurio , in pagliuole cristalline di color rosso scuro. Lavoisier si servì appunto di questa esperienza per ispogliare l' aria quasi compiutamente del suo ossigeno , e per dimostrare che questo fluido è formato di due gas di diversa natura , cioè di ossigeno e di azoto ; e siccome l' ossido di mercurio, quando viene riscaldato ad una temperatura maggiore di quella a cui si è formato , si decompone nuovamente , rigenerando il mercurio e l'ossigeno , Lavoisier potè con un'esperienza inversa riprodurre l'aria atmosferica , e confermare i risultati dell'analisi per mezzo della sintesi.

Alla temperatura ordinaria il mercurio non è attaccato , nè dall'aci-

do solforico, nè dall'acido idroclorico; ma l'acido solforico concentrato e bollente lo discioglie, trasformandolo in solfato, che cristallizza col raffreddamento del liquido, mentre si sviluppa acido solforoso. L'acido nitrico attacca il mercurio, anche a freddo, più o meno energicamente, a seconda del grado di concentrazione, e lo trasforma in azotato. Se il mercurio è in eccesso rispetto all'acido, e la reazione ha luogo, senza che il miscuglio si riscaldi, si forma un sale di sottossido; se invece si discioglie il mercurio in un eccesso di acido nitrico, e si favorisce la combinazione per mezzo del riscaldamento, si forma un sale di protossido.

Il mercurio forma coll'ossigeno due composti, cioè un sottossido ed un protossido, che funzionano entrambi da basi, e cogli altri corpi metalloidi forma delle combinazioni corrispondenti agli ossidi.

Sottossido di mercurio = Hg^2O (protossido di mercurio, ossido mercuroso) — Quest'ossido allo stato libero ha pochissima stabilità, e si decompone facilmente in protossido ed in mercurio metallico. Decomponendo con un eccesso di potassa o di soda un sale di sottossido di mercurio, si precipita una polvere nera composta di metallo e di protossido, estremamente divisi e mescolati insieme. Questa polvere ad occhio nudo presenta un aspetto omogeneo; ma guardata col microscopio, vi si vedono innumerevoli globettini di mercurio metallico. Secondo Duflos, per ottenere il sottossido di mercurio inalterato, bisogna versare una soluzione di nitrato di mercurio recentemente preparata in una soluzione alcolica di potassa caustica. Il prodotto è nero con una leggiera tinta verdastra, e si discioglie nell'acido acetico, senza lasciare residuo; trattato coll'acido idroclorico, non produce protocloruro, e stropicciato sopra una lamina d'oro, non vi si amalgama. Questi caratteri indicano che il precipitato così ottenuto non contiene, nè protossido, nè mercurio metallico.

Il sottossido di mercurio è una polvere nera, la quale esposta alla luce solare, ovvero al calore dell'acqua bollente, si scinde in protossido ed in metallo. Combinandosi cogli acidi, forma de' sali ben caratterizzati, e per la maggior parte insolubili, che differiscono moltissimo dai sali corrispondenti che hanno per base il protossido.

Protossido = HgO (biossido di mercurio, precipitato rosso, ossido mercurico) — Quest'ossido ha due modificazioni isomere: l'una rossa, cristallina, e pesante si ottiene ad una temperatura elevata; l'altra gialla ed amorfa si prepara all'ordinaria temperatura.

L'ossido rosso si preparava altravolta riscaldando per più giorni di seguito del mercurio metallico in un pallone di vetro a collo molto lungo ed assottigliato verso l'estremità, ad una temperatura vicina a quella in cui bolle, ed il prodotto ottenuto con questo metodo si chiamava *precipitato per se*. Oggigiorno si ottiene calcinando il nitrato di mercurio ad una temperatura incapace di decomporre l'ossido. A tal fine si discioglie il mercurio del commercio nell'acido nitrico, si evapora fino a secchezza la soluzione che ne risulta, e si calcina il prodotto in una cassula di porcellana ad una temperatura che non oltrepassi 400 gradi.

Quando è cessato lo sviluppo de' vapori nitrosi, si ritrae la cassula dal fuoco, e si lascia raffreddare il prodotto ottenuto.

L'ossido giallo si ottiene facilmente precipitando con un eccesso di potassa o di soda caustica una soluzione di sublimato corrosivo (proto cloruro di mercurio) o di un sale qualunque di protossido. Il prodotto è anidro come quello ottenuto coll'azione del riscaldamento, dal quale differisce per il colore, e per la maggiore facilità con cui viene attaccato dagli agenti chimici. Difatti il cloro, l'acido ossalico, il protocloruro di mercurio, che spiegano poca o nessuna azione sull'ossido rosso, si combinano facilmente coll'ossido giallo.

Il protossido di mercurio è leggermente solubile nell'acqua: la soluzione inverdisce lo sciroppo di viole, e si annerisce coll'idrogeno solforato. Col riscaldamento diviene di color bruno quasi nero; ma raffreddandosi riacquista il colore primitivo. Verso 400° si scinde in ossigeno e mercurio. Esposto all'azione della luce solare, si decompone a poco a poco, sviluppando ossigeno, e si riduce allo stato metallico. Questo composto è un corpo ossidante abbastanza energico, difatto riscaldato col solfo, produce un'esplosione; trattato con acido solforoso, cede ossigeno e trasforma quest'ultimo in acido solforico, e fatto bollire colle soluzioni di certe sostanze organiche, si riduce allo stato metallico.

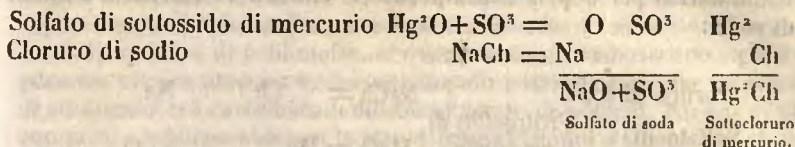
Sottocloruro $= Hg^2Ch$ (calomelano, mercurio dolce, protocloruro di mercurio, cloruro mercuroso) — Per preparare questo prodotto s'impiegano diversi metodi.

1° Trattando con acido nitrico del mercurio all'ordinaria temperatura, ed impiegando un eccesso di metallo, si ottiene una soluzione di nitrato di sottossido, il quale precipitato con una soluzione bollente di sal marino, produce per doppia decomposizione del sottocloruro di mercurio, che si precipita in polvere bianca. Se i liquidi fossero perfettamente neutri, il precipitato ottenuto conterrebbe del nitrato basico, che si forma per l'azione dell'acqua sul nitrato di mercurio, ed il prodotto amministrato internamente agirebbe come veleno. Per evitare siffatto inconveniente, bisogna versare dell'acido idroclorico nella soluzione del sal marino prima di mescolarvi il nitrato di mercurio. Il precipitato ottenuto dev' essere raccolto sopra un filtro e lavato per molto tempo con acqua, finchè il liquido delle lavature non s' intorbida più versandovi qualche goccia di nitrato d'argento.

2° Si ottiene lo stesso prodotto per sublimazione, triturando bene insieme 4 parti di protocloruro di mercurio e 3 di mercurio metallico, in un mortaio di legno; quando il mercurio è *estinto*, come suol dirsi, cioè quando non si vedono più globettini metallici, ed il miscuglio si è trasformato in una polvere grigia perfettamente omogenea, s'introduce in un'ampolla di vetro di forma schiacciata ed a collo lungo, che chiamasi *fiala*, e si riscalda in un bagno di sabbia. Il sottocloruro a poco a poco si volatilizza e si sublima alla parte superiore del vase, d'onde si ritrae rompendo quest'ultimo.

3° Si può ancora ottenere il sottocloruro in esame, riscaldando un miscuglio di sal marino e di solfato di sottossido di mercurio: si forma

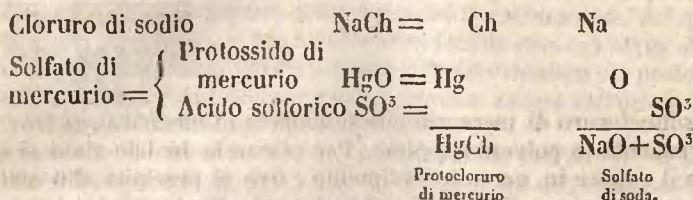
per doppia decomposizione solfato di soda, e sottocloruro di mercurio che si sublima:

Solfato di sottossido di mercurio	$Hg^2O+SO^3 =$	$O \quad SO^3$	Hg^2
Cloruro di sodio	$NaCh = Na$		Ch
		$NaO+SO^3$	Hg^2Ch
		Solfato di soda	Sottocloruro di mercurio.

Il sottocloruro di mercurio che si adopera in medicina, si trova ordinariamente in polvere finissima. Per ottenerlo in tale stato si condensa il vapore in un vasto recipiente, ove si precipita allo stato di polvere tenuissima. Comunque ottenuto, pria di adoperarlo, è necessario che sia stato lungamente lavato con una gran quantità d'acqua, per separarne ogni traccia di protocloruro, che potrebbe contenere, e quando il liquido delle lavature, saggiato col nitrato d'argento, non s'intorbida, ed in contatto dell'idrogeno solforato non si annerisce, si può ritenere il prodotto come del tutto puro.

Questo composto è bianco, pesante, insipido, senza odore, insolubile nell'acqua e nell'alcole; per disciogliere una parte di sottocloruro si richiedono 12000 parti d'acqua bollente. La sua densità è di 7,156. Quando vien riscaldato, si volatilizza senza decomporsi e si sublima, cristallizzando in prismi quadrangolari terminati da piramidi. Trattato con soluzioni bollenti di acido idroclorico, di sale ammoniaco, di cloruro di sodio, si trasforma in protocloruro, che si discioglie nel liquido, ed in mercurio metallico. L'acido nitrico ed il cloro lo disciolgono producendo del protocloruro, e la luce solare l'annerisce decomponendolo. Polverizzandolo in un mortaio, o stropicciandolo semplicemente con corpi duri, acquista una tinta giallognola, e diviene nel tempo stesso fosforescente nell'atto della triturazione.

Protocloruro $= HgCh$ (sublimato corrosivo, bicloruro di mercurio, clorido mercurico) — Il sublimato corrosivo si può preparare assai facilmente, disciogliendo con un leggiero riscaldamento il precipitato rosso nell' acido idroclorico ed evitando che nella soluzione resti un grande eccesso di acido libero, il quale formando col sublimato un composto solubilissimo, impedirebbe ad esso di cristallizzare: il liquido raffreddandosi si rapprende in massa cristallina. Si prepara eziandio il sublimato per via secca nel modo seguente. Si riscalda un miscuglio di 4 parti di mercurio con 5 di acido solforico concentrato sino a che tutto il metallo sia disciolto e convertito in solfato; si fa un miscuglio di questo solfato di mercurio con sal marino e biossido di manganese, e s'introduce il tutto in grossi matracci di vetro, che vengono progressivamente riscaldati in un bagno di sabbia. Le materie anzidette producono colla loro reazione protocloruro di mercurio, che si sublima; mentre il solfato di soda, ed il protossido di manganese parzialmente disossidato, restano in fondo del vase. Il biossido di manganese non ha altro oggetto che di convertire in solfato di protossido il

solfato di sottossido di mercurio derivante dalla reazione dell'acido solforico sul metallo. Il solfato di protossido di mercurio ed il cloruro di sodio danno per doppia decomposizione cloruro di mercurio e solfato di soda:

Cloruro di sodio		NaCh =	Ch	Na
Solfato di mercurio =	Protossido di mercurio	HgO =	Hg	O
	Acido solforico	SO^3 =		SO^3
			HgCh	$NaO+SO^3$
			Protocloruro di mercurio	Solfato di soda.

È una sostanza bianca, trasparente, e cristallizzata in forme del sistema rettangolare. Alla temperatura di 10°, 100 parti d'acqua disciolgono 6,57 p. di protocloruro; 7,39 p. a 20°; 11,34 p. a 50°; 24,3 p. a 80°; 53,96 p. a 100°. È molto solubile nell'alcole, il quale all'ordinaria temperatura può prenderne fino ad un terzo del suo peso; e si discioglie ancora facilmente nell'etere. Il suo sapore è metallico e disgustosissimo; sull'economia animale agisce come uno de' più potenti veleni, di modo che preso internamente, produce stringimento alla gola, dolori acutissimi, corrosioni allo stomaco ed alle intestina, e finalmente la morte. Il migliore antidoto contro l'avvelenamento prodotto dal sublimato è il bianco d'uovo; il quale vi si combina, formando un composto insolubile, e per tal modo preserva le pareti dello stomaco dall'azione corrosiva del veleno.

Il sublimato corrosivo allo stato secco assorbe con facilità l'ammoniaca, quante volte si riscalda in contatto di questo gas. Il composto può venir sublimato senza decomporsi, è insolubile nell'acqua, ed ingiallisce coll'ebollizione. Una soluzione di potassa caustica lo colora in giallo, senza decomporlo. La sua formula è $2HgCh+AzH^3$.

Se in una soluzione di sublimato si versa con precauzione della potassa caustica, della soda, ovvero dell'acqua di calce, si precipita primamente un ossicloruro di color rosso mattone, che un eccesso d'alcali converte in protossido di mercurio di un bel color giallo. L'ammoniaca al contrario vi cagiona un precipitato caseoso, bianco ed abbondante, che in Farmacia si chiama *precipitato bianco*. Ritorneremo tra poco su tale composto.

Il fosfuro e l'arseniuro d'idrogeno, che per la composizione corrispondono all'ammoniaca, passando in una soluzione di sublimato corrosivo, vi producono dei precipitati analoghi al precipitato bianco. Il fosfuro d'idrogeno vi produce un deposito giallo simile all'ossido di mercurio precipitato per mezzo della potassa. Quello prodotto dall'arseniuro d'idrogeno è di color bianco traente al bruno, e lasciato per qualche tempo nello stesso liquido, in cui è stato prodotto, diventa di color nero, e si decompone.

Ossicloruri — Il protossido di mercurio si combina con tanta facilità col protocloruro, che trattando una soluzione acquosa di sublimato con un eccesso di ossido, il liquido dopo un certo tempo resta quasi intieramente spogliato d'ogni traccia di cloruro. Variando le proporzioni di ossido e di sublimato, si ottengono varii ossicloruri, i quali si possono ancora preparare, decomponendo parzialmente una soluzione di sublimato col carbonato o col bicarbonato di potassa. Alcuni di tali composti, sebbene abbiano la stessa composizione elementare, differiscono per le loro proprietà, a seconda che per ottenerli si è impiegato l'ossido di mercurio nella modificazione rossa, o nella modificazione gialla. In generale l'ossido di mercurio combinandosi col protocloruro, resta in quella stessa modificazione in cui viene adoperato, e decomponendo il prodotto colla potassa caustica, l'ossido si separa nella modificazione primitiva. Per questa ragione i composti ottenuti coll'ossido rosso producono decomponendosi lo stesso ossido rosso, e viceversa facendo digerire con una soluzione di sublimato l'ossido giallo, ovvero decomponendo parzialmente una soluzione di sublimato col carbonato di potassa, si ottengono degli ossicloruri, che danno l'ossido giallo come prodotto della loro decomposizione.

Si conoscono fino a 7 ossicloruri d'una composizione ben definita, e ciascuna specie abbraccia più varietà. Daremo la composizione ed i principali caratteri di ciascuna, contrassegnando con (*a*) quelle che contengono l'ossido rosso, e con (*b*) quelle che contengono l'ossido giallo.

I. $HgO+2HgCh$ (*b*) — È di color bianco giallognolo, solubile nell'acqua, insolubile nell'alcole e cristallizzato in prismi rombici monoclini. Si ottiene facendo bollire del protossido di mercurio, sia giallo sia rosso, con una soluzione di sublimato in eccesso.

II. $2HgO+HgCh$ — Forma 3 varietà:

1ª (*a*) — Sostanza cristallizzata in pagliuole nere. Si ottiene come il composto precedente e si forma nel tempo stesso.

2ª (*b*) — Polvere amorfa di color rosso mattone pallido. Si ottiene precipitando una soluzione di sublimato con bicarbonato di potassa.

3ª (*b*) — Sostanza di color rosso vivace, porporino o violaceo. Si prepara come la varietà precedente, impiegando 3 o 4 volumi d'una soluzione di sublimato per 1 volume di soluzione di bicarbonato di potassa.

III. $3HgO+HgCh$ — Se ne conoscono 3 varietà:

1ª (*b*) — È di color rosso mattone, e per ottenerla si precipita col carbonato di potassa una soluzione di sublimato bollente ed in eccesso.

2ª (*b*) — Sostanza cristallizzata in pagliuole di color bruno chiaro, che si prepara precipitando una soluzione di sublimato con una soluzione di carbonato di potassa, a volumi eguali.

3ª (*b*) — Sostanza amorfa di color giallo, che si ottiene agitando a freddo una soluzione di sublimato col protossido giallo di mercurio.

IV. $4HgO+HgCh$ — Ve ne sono 4 varietà:

1ª (*a*) — Cristallizza in pagliuole di color bruno, e si prepara fa-

cendo bollire l'acqua madre del sublimato trattato con carbonato di potassa.

2ª (*a*) — Sostanza appena cristallina e perfettamente nera, che si ottiene triturando l'ossido rosso in una soluzione di sublimato rinnovata a corti intervalli.

3ª (*b*) — Sostanza cristallizzata in pagliuole di color bruno dorato. Trattando con acqua bollente gli ossicloruri II, III e VI, il liquido raffreddandosi, lascia depositare il composto in esame.

4ª (*b*) — Sostanza amorfa d'aspetto variabile. Costituisce il prodotto finale della decomposizione degli ossicloruri II e III per mezzo dell'acqua bollente.

V. 5HgO+HgCh — (*a*) Cristallizza in aghetti di color bruno nerastro, e risulta dall'azione lenta del sublimato sull'ossido rosso in eccesso ed a freddo.

VI. 6HgO+HgCh — Forma 2 varietà:

1ª (*a*) Sostanza cristallizzata in pagliuole di color bruno carico. Si ottiene trattando una soluzione di sublimato con ossido rosso in eccesso ed a freddo.

2ª (*b*) — Polvere gialla ed amorfa. Si prepara come la varietà precedente, impiegando ossido giallo, invece di ossido rosso.

VII. (6HgO+HgCh)+HO — (*a*) Polvere cristallina di color giallo canarino, che si ottiene agitando una soluzione di sublimato a freddo con un grande eccesso di ossido rosso, e rinnovando la soluzione mercuriale a misura che si spoglia del protocloruro che contiene.

Sottobromuro = Hg^2Br — È bianco, polveroso ed insolubile. Si sublima al calor rosso nascente, e somiglia in tutto al sottocloruro. Si ottiene precipitando col bromuro di potassio il nitrato di sottossido di mercurio.

Protobromuro = HgBr — Si prepara facendo agire il bromo sul composto precedente, o disciogliendo il protossido di mercurio nell'acido idrobromico. È bianco, cristallizzato, solubile nell'acqua, nell'alcole e nell'etere. Col riscaldamento si fonde, si volatilizza, e somiglia in tutto al sublimato corrosivo.

Si conosce un ossibromuro, che ha per formula 3HgO+HgBr, e si prepara come l'ossicloruro corrispondente al quale somiglia pe' suoi caratteri.

Sottoioduro = Hg^2I — È una polvere di color verde ed insolubile nell'acqua, che col riscaldamento divien rossa. L'acido idroiodico liquido e gl'ioduri alcalini trasformano immediatamente questo composto in protoioduro, che si discioglie, ed in mercurio metallico. Si ottiene precipitando coll'ioduro di potassio una soluzione di nitrato di sottossido di mercurio.

Protoioduro = HgI — È una polvere di color rosso vivacissimo, fusibile, volatile, insolubile nell'acqua, solubile nell'alcole e nelle soluzioni de'cloruri e degl'ioduri alcalini. Sublimandosi si solidifica in pagliuole cristalline di color giallo, le quali stropicciate con un corpo duro, acquistano il color rosso originario. Questa mutazione di colore è

accompagnata da un cambiamento di forma cristallina delle molecole; ed invero i cristalli gialli ottenuti per sublimazione, che derivano dal prisma rombico, passando alla modificazione rossa, si convertono in prismi quadrati, che è la forma inerente all'ultima modificazione.

Si ottiene per doppia decomposizione, versando ioduro di potassio in una soluzione di sublimato. Se si discioglie in una soluzione bollente d'ioduro di potassio, o di sal marino, col raffreddamento del liquido il protoioduro di mercurio si separa dalla soluzione in cristallini rossi di bellissima apparenza.

Il sottoioduro ed il protocloruro di mercurio si combinano insieme, equivalente ad equivalente, e formano un composto di color giallo. Per prepararlo, si versa ioduro di potassio in una soluzione di nitrato di mercurio, che contiene più protossido che sottossido. Il precipitato che si forma, oltre alla combinazione in esame, ritiene ancora un eccesso di protoioduro: riscaldando il miscuglio a dolce calore in una soluzione di sal marino, il protoioduro eccedente si discioglie, e rimane la combinazione gialla indisciolta.

Il protoioduro di mercurio si combina con molti altri ioduri, e particolarmente cogl'ioduri alcalini, formando de'composti solubili e capaci di cristallizzare.

Fluoruro = HgF — Si ottiene disciogliendo l'ossido di mercurio nell'acido idrofluorico diluito, ed evaporando la soluzione finchè cominci a cristallizzare. Si formano in tal modo de' cristalli prismatici di color giallo carico.

Cianuro = $Hg(C^2Az)$ — Facendo bollire una mescolanza di ossido rosso di mercurio, di azzurro di Berlino e d'acqua, filtrando ed evaporando la soluzione, si ottiene del cianuro di mercurio cristallizzato. Si prepara lo stesso composto con un metodo più vantaggioso, facendo bollire un miscuglio di 2 parti di ferrocianuro di potassio, o prussiato di potassa, con 15 parti d'acqua e 3 p. di solfato di protossido di mercurio. Si forma solfato di potassa, cianuro di ferro e cianuro di mercurio, che cristallizza col raffreddamento del liquido.

L'affinità del cianogeno per il mercurio è così grande, che il cianuro di mercurio non è decomposto nè dalla potassa caustica, nè dall'acido solforico, nè dall'acido nitrico; e se si fa bollire dell'ossido di mercurio con una soluzione di cianuro di potassio, si forma cianuro di mercurio, e riman libera la potassa.

Questo composto è bianco, cristallizzato in prismi rettangolari, solubile nell'acqua, ma pochissimo nell'alcole. Una soluzione bollente di cianuro di mercurio può disciogliere il protossido dello stesso metallo, formando degli ossicianuri analoghi agli ossicloruri già descritti. Se ne conoscono due d'una composizione ben definita, che sono rappresentati dalle formule $HgO+Hg(C^2Az)$ e $3HgO+Hg(C^2Az)$.

Sottosolfuro = Hg^2S — È nero, pochissimo permanente, come il sottossido, ed in un modo analogo si converte in protosolfuro ed in metallo col riscaldamento; esso nondimeno funziona da solfobase, combinandosi coi solfoacidi. Si prepara in più modi: il migliore è quello di

trattare coll' idrogeno solforato l' acetato di sottossido di mercurio.

Protosolfuro = HgS — Di questo solfuro si conoscono due varietà, l'una nera l'altra rossa. La prima si ottiene immediatamente, quando trattasi un sale di protossido di mercurio coll'idrogeno solforato, ovvero quando si riscalda il metallo col solfo (1). L'ultima varietà è la sola che si trovi in natura, e va distinta dall'altra col nome di *cinabro*; ma si può trasformare facilmente ciascuna delle due modificazioni nell'altra: così il solfuro nero si converte in cinabro colla sublimazione, e dal suo lato quest'ultimo, riscaldato a rosso e tuffato nell'acqua, si converte nella modificazione nera.

Il cinabro si può ottenere ancora per via umida. A tale oggetto si triturano lungamente in un mortaio 68 parti di solfo e 300 di mercurio bagnati con una soluzione di potassa caustica. Ciò fatto, si aggiunge una nuova quantità di soluzione alcalina, e si fa bollire il tutto per due ore circa, agitando spesso, e rinnovando l' acqua a misura che si evapora. Concentrando il liquido, la massa diviene di color rosso, ed in tale stato presenta i caratteri del cinabro ottenuto per sublimazione.

Bolley ha trovato che mettendo il cinabro in contatto d'una soluzione di nitrato d'argento ammoniacale, si stabilisce una doppia decomposizione, per cui dall'una parte l'argento si precipita allo stato di solfuro sulla superficie del cinabro, colorandolo in nero, e dall' altra il mercurio si discioglie in sua vece. Se il contatto è stato prolungato sufficientemente, nella soluzione non resta traccia d'argento, ed evaporandola, si ottiene una polvere bianca formata di acido nitrico, ammoniaca ed ossido di mercurio. Questa reazione è così sensibile, che ha luogo anche quando non s' impiega che una soluzione diluitissima di nitrato d'argento ammoniacale, e si può profittarne per iscoprire l'esistenza del cinabro, e distinguere questa sostanza dalle altre materie coloranti rosse che si adoperano in pittura.

Azoturo — Per ottenerlo, si fa passare del gas ammoniaco ben secco sull'ossido giallo di mercurio ottenuto per precipitazione. Quest'ultimo dev' essere scevro di ogni traccia di umidità, e riscaldato alla temperatura di 120° a 140°.

Fosfuro — Pelletier l'ottenne facendo digerire a dolce calore un miscuglio di fosforo, ossido di mercurio ed acqua. Rose lo prepara riscaldando il cloruro di mercurio in una corrente di gas idrogeno fosforato. È una sostanza nera e tenace, che si può tagliare col coltello, e sottomessa alla distillazione, si risolve in fosforo ed in mercurio.

COMPOSTI AMMONIACALI DI MERCURIO — I composti di mercurio hanno una tendenza molto pronunziata a combinarsi coll'ammoniaca: gli ossidi, i cloruri ed i sali di mercurio formano con questo alcali dei composti abbastanza stabili ed insolubili nell'acqua, la cui composizione offre delle particolarità interessanti.

(1) Con quest'ultimo metodo i Farmacisti preparano un composto conosciuto col nome di *etiope minerale*, il quale ha una composizione variabilissima, a seconda delle proporzioni di solfo e di mercurio che si adoperano, del grado e della durata del riscaldamento.

Ossido ammoniacale $= Hg^4H^2AzO^3,HO+2Aq$. — Se si fa digerire il protossido di mercurio coll'ammoniaca liquida, questi due corpi, reagendo l'uno sull'altro, danno origine ad un prodotto, che ha per formula $Hg^4H^5AzO^6$, e contiene gli elementi di 4 equivalenti di protossido di mercurio, di 2 equivalenti d'acqua e di 1 equivalente di ammoniaca. Tuttavia tale composto perde 2 equivalenti d'acqua in un'atmosfera secca, ed un altro se ne sviluppa quando si riscalda fra 100° e 130°, di guisa che la sua formula razionale è $Hg^4H^2AzO^3,HO+2Aq$. L'ossido ammoniacale di mercurio si conduce rispetto agli acidi come una base abbastanza energica, che attira l'acido carbonico dell'atmosfera, si combina cogli acidi, formando de'sali neutri alle carte reagenti e ben definiti, decompone i sali d'ammoniaca, come potrebbe fare la calce o la barite, e viene scacciata dalle sue combinazioni saline dalla potassa.

Cloruri ammoniacali — Se si mescolano due soluzioni, l'una d'ammoniaca caustica, l'altra di sublimato corrosivo, si forma un abbondante precipitato bianco, amorfo e caseoso, la cui composizione differisce, a seconda che si versa l'ammoniaca nel sublimato, o viceversa il sublimato nell'ammoniaca; che si lava o non si lava con acqua il precipitato ottenuto; che l'acqua che s'impiega per lavarlo è fredda o calda. I prodotti che si ottengono in queste diverse condizioni hanno lo stesso aspetto, e sono tutti insolubili nell'acqua; ma solubili negli acidi inorganici e nelle soluzioni di sale ammoniaco.

Se si versa a poco a poco dell'ammoniaca in una soluzione di sublimato, mantenuta in grande eccesso sino alla fine dell'operazione, si ottiene un abbondante precipitato bianco, che raccolto sopra un filtro, ed asciugato fra carta sugante, è rappresentato dalla formula $Hg^4H^2AzCh^3$, che è quella dell'ossido ammoniacale precedentemente descritto, in cui i 3 equivalenti d'ossigeno sono sostituiti da 3 equivalenti di cloro. Questo composto non si può lavare con acqua, senza decomporsi.

Se invece di operare nelle condizioni antedette, si versa del sublimato in un eccesso d'ammoniaca, si forma un precipitato bianco caseoso, che non differisce dal precedente per l'aspetto. Questa sostanza adoperata in farmacia col nome di *precipitato bianco*, ha una composizione, che conduce alla formula Hg^2H^2AzCh, ed è conosciuta in chimica col nome di *cloramiduro di mercurio*. Alcuni Chimici considerano tale prodotto come una combinazione di cloruro ed amiduro di mercurio, che rappresentano colla formula razionale $HgCh+HgAzH^2$.

Se si lava il cloramiduro precedentemente descritto con acqua bollente, finchè sia divenuto di color giallo intenso, si ottiene un nuovo composto, che ha per formula $Hg^4H^2AzO^2Ch$, e sarebbe un ossicloruro ammoniacale di mercurio, cioè dell'ossido ammoniacale, in cui un equivalente d'ossigeno è sostituito da 1 equivalente di cloro.

Si ottiene, secondo Rammelsberg, un ossiioduro ammoniacale, corrispondente all'ossicloruro precedente, facendo bollire a più riprese dell'ioduro di mercurio con ammoniaca. La sua formula è $Hg^4H^2AzO^2I$.

Leghe — Le leghe di mercurio si chiamano ancora *amalgame*, e sono numerosissime, mentre quasi tutti i metalli, messi in contatto col mer-

curio, vi si combinano con un moderato riscaldamento, e molti anche a freddo.

Vi sono amalgame liquide alla temperatura ordinaria, ed altre che son solide, fragili e capaci di cristallizzare, sebbene fusibilissime. Tutte le amalgame son bianche, dotate di molto splendore, e più o meno solubili nel mercurio, il quale perde in tal caso la proprietà di conformarsi in globetti di figura sferica, come fa il mercurio quando è perfettamente puro; ma si allunga, lasciando delle tracce di color grigio sulla carta.

Due sole di queste amalgame vengono adoperate nelle arti: l'una è l'amalgama di stagno, colla quale si fanno gli specchi ordinarii, l'altra è quella d'oro, che si adopera per ottenere la doratura a fuoco.

ESTRAZIONE DEL MERCURIO

Il solo minerale di mercurio che si tratta per l'estrazione di questo metallo è il solfuro, il quale si trova, ora in filoni nei più antichi terreni di transizione, ora disseminato negli strati di grès, di scisto argilloso e di calcare compatto, sovrapposti al terreno litantracifero.

Il trattamento di questo solfuro è un'operazione metallurgica delle più semplici: tutto si riduce a distillare il ridetto minerale colla calce o col ferro, ovvero a tostarlo in contatto dell'aria. Con questi diversi trattamenti il solfo si combina, o colla calce, formando solfuro di calcio e solfato di calce, o col ferro, trasformandosi in solfuro di ferro, o coll'ossigeno dell'aria, formando acido solforoso, ed in tutti i casi il mercurio resta isolato.

Le miniere più rinomate di cinabro sono quelle di Almeida in Ispagna e d'Idria nell'Illiria. Il mercurio si estrae, tanto nell'una, quanto nell'altra, tostando il minerale in contatto dell'aria, e condensando i vapori mercuriali che si sviluppano; ma l'apparato di condensazione diversifica.

Ad Almeida il minerale vien riscaldato in una fornace di figura prismatica AB (*fig.75*), la quale è divisa in due compartimenti per mezzo di una volta di mattoni crivellata di fori. Nel compartimento inferiore A si accende il combustibile; nel superiore B si mette il minerale di mercurio, coll'avvertenza di situare alla parte inferiore i pezzi più grossi, nella parte media i pezzi più piccoli, ed al di sopra di questi il minerale in polvere e la polvere metallica, che si è condensata nelle operazioni precedenti, impastati con argilla. Il solfo trovandosi riscaldato in una corrente d'aria, si converte in acido solforoso, mentre il mercurio rimasto libero, si volatilizza. Questo miscuglio di vapori, per mezzo di aperture praticate alla parte superiore della fornace, è obbligato a passare in una serie di allunghe di terra, che si chiamano *alludelli* (*fig.75'*) i quali imboccano l'uno nell'altro, formando un lungo canale *a c b* in cui si condensa la più gran parte del mercurio. Gli alludelli comunicano con una camera di condensazione D, nella quale si deposita certa polvere metallica di color bigio nerastro, che di tanto in tanto si

ritrae. Sottoponendo la suddetta polvere ad una moderata pressione in una pelle di camoscio, se ne può estrarre una certa quantità di mercurio, ed impastando con argilla il residuo, se ne fanno de'mattoncini, che nelle operazioni consecutive vengono calcinati col nuovo minerale. Il mercurio che durante la distillazione si condensa negli alludelli, stillando dalle giunture di questi, scorre nel canale *c*, e di là ne' sottoposti bacini, ove si raccoglie.

La figura 76 rappresenta l'apparato che s' impiega a Idria, il quale si compone di una fornace situata nel mezzo, ove si tosta il minerale di mercurio, mentre sui due lati vi sono delle camere di condensazione G, G, G......H situate l'una in seguito dell'altra, e messe in comunicazione per mezzo di canali, che si aprono alternativamente, ora alla parte superiore, ora alla inferiore. La cavità della fornace è divisa in 4 parti per mezzo di volte di mattoni crivellate di fori ; nel compartimento inferiore A si accende il combustibile, nel secondo compartimento B si situano i pezzi più grossi del minerale, nel terzo C si mettono i pezzi più piccoli, nell'ultimo finalmente si situa il minerale in polvere ed i residui ottenuti filtrando il mercurio delle operazioni precedenti. Siccome peraltro questa polvere ostruirebbe gl' interstizii che restano fra un pezzo di minerale e l'altro, ed impedirebbe il passaggio dell'aria, invece di ammucchiarla sulla volta superiore della fornace, si situa in certe scodelle d' argilla, colle quali si riempie fino alla sommità lo spazio D. Il vapore di mercurio e l'acido solforoso provenienti dall'azione del calore e dell'aria sul minerale, prima di uscir fuori dall'apparecchio, sono obbligati a circolare nelle camere di condensazione, ove raffreddandosi il vapore metallico si condensa, mentre l'acido solforoso si sviluppa nell'atmosfera. La maggior parte del mercurio si raccoglie nelle prime tre camere ; ciò che si condensa nelle altre contiene una piccola quantità di mercurio mescolato a molta polvere metallica, che si distilla insieme col nuovo minerale, come si è già detto. Finalmente per impedire che qualche traccia di vapor di mercurio sfuggito alla condensazione possa disperdersi nell'atmosfera, nell'ultima camera H si fa scorrere dell' acqua sulla superficie di alcune tavolette disposte a modo di cascata, di tal sorta che il gas e l'acqua vengano in contatto sopra una larga superficie. Il mercurio così ottenuto viene prima filtrato per tela, poi rinchiuso in bocce di ferro e spedito in commercio.

In altre miniere di minore importanza delle precedenti il solfuro di mercurio viene distillato in contatto del ferro o della calce in storte di argilla o di ferraccio, ed il prodotto della distillazione si raccoglie in alcuni recipienti annessi alle storte e contenenti dell'acqua. Quest' ultimo metodo è quello che si siegue in Baviera ed in Toscana, e l'apparecchio rappresentato dalla figura 77 è quello di cui si fa uso a Due-Ponti.

ARGENTO

Questo metallo conosciuto da tempo immemorabile, è divenuto molto più comune colla scoperta del Nuovo Mondo, ed il suo valore è diminuito in proporzione. Secondo un calcolo approssimativo di Hum-

boldt, tutte le miniere del vecchio Continente riunite danno appena la dodicesima parte dell'argento che forniscono le sole miniere d'America.

I composti naturali dell'argento sono: le combinazioni di questo metallo coll' antimonio, col mercurio e coll' oro ; i solfuri d'argento, d'argento e rame , d' argento e piombo , d' argento ed antimonio. Il telloruro, il seleniuro, l' arseniuro , il cloruro , l' argento nativo (1) si trovano raramente in quantità così abbondante da poterne estrarre il metallo con profitto. Malaguti, Durocher e Sarzeau hanno trovato inoltre delle tracce tenuissime di questo metallo nelle acque del mare ed in parecchie produzioni marine, nel sal gemma, in alcuni combustibili fossili e nella cenere di molte piante, non solo marine, ma anche terrestri.

L' argento è di color bianco puro , risplendente , duttile e malleabile a tal segno , che un grano d'argento può dare un filo della lunghezza di 400 piedi. Cristallizza in tetraedri , in ottaedri regolari ed in altre forme del sistema cubico; riscaldato al calor rosso intenso, si fonde ; la sua densità varia tra 10,474 e 10,542. L' aria e l' ossigeno non vi hanno azione , nè alla temperatura ordinaria , nè al calore della fusione; ma se si fa arroventare alla temperatura del calor bianco in contatto dell'aria, o di sostanze capaci di cedere ossigeno a quell'alta temperatura , come sarebbe p. e. il nitro , l' argento discioglie l' ossigeno , e poi tutto ad un tratto l'abbandona, quando la temperatura si abbassa, il che produce nel metallo fuso una specie di ebollizione. Questo fatto straordinario e non ancora spiegato , è in aperta contradizione con ciò che sappiamo circa l'influenza del calorico sulle affinità degli altri corpi. Difatti quando un metallo si ossida per mezzo del riscaldamento , se l' ossido prodotto può decomporsi collo stesso mezzo , la decomposizione ha luogo sempre ad una temperatura maggiore di quella che ha prodotta l' ossidazione : l' argento invece , mentre è capace di unirsi all' ossigeno quando è riscaldato ad un' altissima temperatura , forma un ossido che riscaldato,comincia diggià a sviluppare ossigeno a 250°.

L' acido nitrico discioglie l' argento , anche a freddo , con isviluppo di biossido d'azoto. L'acido solforico diluito non vi agisce nè a freddo nè a caldo; ma se è concentrato l' attacca coll' aiuto del calore, producendo acido solforoso e solfato di argento. L'acido idroclorico non l'altera punto alla temperatura ordinaria ; ma se si fa passare l' acido gassoso sul metallo fortemente arroventato in una canna di porcellana , si forma qualche vestigio di cloruro d' argento , ed una quantità corrispondente d' idrogeno divien libera.

Secondo Wöhler , l' argento riscaldato in una soluzione di solfato di sesquiossido di ferro , vi si discioglie , formando del solfato d' argento, ed il sale di sesquiossido si converte in sale di protossido; ma lasciando raffreddare il liquido , si rigenera il solfato di sesquiossido, e l'argento si precipita in piccoli cristalli risplendenti.

(1) All' Esposizione universale tenuta in Londra nel 1851 furono spediti dall' America dei saggi di argento nativo d'una mole straordinaria. Il più sorprendente di tali saggi era del peso di 154 libbre inglesi, e provveniva dalla miniera di Descubridora nel Chilì, ov' era stato trovato nel 1850 ad una profondità di 200 piedi.

Sottossido d'argento = Ag^2O — Wöhler ha scoperto questo nuovo grado di ossidazione, riscaldando il citrato d'argento alla temperatura di 100° in una corrente di gas idrogeno. Il sale diventa di color bruno carico, e il protossido che contiene è ridotto dall'idrogeno allo stato di sottossido. Decomponendo il prodotto con una soluzione di potassa caustica, resta il sottossido d'argento indisciolto.

Il sottossido d'argento è nero allo stato secco, e riscaldato, si decompone in ossigeno ed in argento metallico. L'acido idroclorico lo converte in sottocloruro d'argento. Quest'ossido si combina come base con certi acidi, ma solo allo stato nascente; perciò riscaldando nel gas idrogeno il mellato, il succinato, l'ossalato di protossido d'argento, si formano i sali corrispondenti di sottossido. Intanto il protossido d'argento non si può trasformare in sottossido nelle stesse condizioni, mentre se si riscalda alla temperatura di 100° in contatto del gas idrogeno, forma acqua e lascia un residuo di argento metallico.

Protossido = AgO — Ordinariamente si prepara decomponendo un sale d'argento solubile, come p. e. il nitrato, con una soluzione di potassa o di soda caustica in eccesso. La polvere di color grigio olivastro che sulle prime si deposita è probabilmente un idrato, che perde facilissimamente la sua acqua, mentre disseccata a 100°, diventa di color bruno carico ed in tale stato è anidro. Volendo preparare dell'ossido perfettamente puro, si è raccomandato di far bollire con una soluzione di potassa o di soda di cloruro d'argento recentemente precipitato. Per ben riuscire è necessario che la soluzione alcalina abbia una densità di 30° circa dell'areometro di Beaumè. L'ossido che si forma con questo metodo è di color bruno e perfettamente anidro.

L'ossido d'argento è di color bruno o olivastro; si scioglie nell'acqua in piccola quantità; arrossa debolmente la tintura di curcuma, ed inverdisce lo sciroppo di viole, come se fosse un ossido alcalino. Riscaldato, si decompone ad una temperatura così bassa, che secondo Rose, lo sviluppo d'ossigeno è già sensibile a 250°. Quest'ossido, sebbene poco stabile, è una base energica, che satura perfettamente gli acidi minerali, formando de' sali neutri alle carte reagenti, e lasciato in contatto dell'aria, ne attira l'acido carbonico.

Argento fulminante — Si prepara trattando con ammoniaca l'ossido recentemente precipitato, ovvero aggiungendo ammoniaca ad una soluzione di nitrato d'argento, e precipitando il tutto colla potassa.

È una polvere di colore oscuro quasi nero. Si discioglie nell'ammoniaca, e colla evaporazione se ne separa in cristalli senza colore. Questo composto battuto, stropicciato o riscaldato, produce una detonazione spaventevole; perciò sarebbe pericolosissimo il tentare quest'esperienza sopra una quantità di materia alquanto considerabile. S'ignora tuttavia se l'argento fulminante è composto di ammoniaca ed ossido di argento, ovvero di argento e amidogeno, o semplicemente di argento ed azoto.

Da questo argento fulminante fa mestieri distinguere un altro preparato, al quale si dà comunemente lo stesso nome, perchè esplode

egualmente quante volte viene battuto o riscaldato. Questo ultimo nasce dalla reazione dell'alcole sul nitrato di argento, e non ha veruna analogia di composizione col corpo precedentemente descritto, essendo una combinazione di ossido d'argento con un acido organico formato di ossigeno, carbonio ed azoto, che è conosciuto col nome di *acido fulminico.*

Perossido d'argento = AgO^2? — Si ottiene decomponendo per mezzo della pila una soluzione debolissima di nitrato d'argento: il perossido si deposita sul conduttore positivo in cristalli dotati di splendore metallico, e del colore della grafite, mentre sul conduttore negativo si precipita dell'argento metallico. Il volume di tali cristalli varia a seconda della concentrazione del liquido e della forza della corrente. In alcune condizioni se ne ottengono di quelli che hanno la grossezza d'un pisello, in forma di ottaedri, probabilmente regolari, i quali per lo più si aggruppano in serie, in modo da prender l'aspetto di prismi aghiformi. Fischer ha trovato che il perossido d'argento così ottenuto ritien sempre una certa quantità del sale adoperato per prepararlo, allo stato di chimica combinazione; per modo che il perossido proveniente dal nitrato contiene dell'acido nitrico, e quello preparato per mezzo del solfato d'argento ritiene dell'acido solforico. Questi risultati sono stati recentemente confermati da Mahla, il quale avendo analizzato il perossido proveniente dalla decomposizione del nitrato d'argento, vi ha trovato una composizione, che corrisponde alla formula $5AgO^2+AgO,AzO^5+Aq$. Per quanto strana possa sembrare una combinazione di perossido e nitrato d'argento in proporzioni definite, è certo peraltro che il prodotto ottenuto nel modo anzidetto ritiene del nitrato, che non si può separare per mezzo dell'acqua.

Il perossido d'argento precedentemente descritto è per l'ordinario cristallizzato in lunghi aghi prismatici di color grigio scuro, dotati di splendore metallico, fragilissimi e di una densità di 5,474. Questi cristalli riscaldati a 110°, producono una leggiera esplosione, sviluppano ossigeno puro, e si riducono in una polvere, che è un miscuglio di nitrato e di protossido d'argento facilmente separabili per mezzo dell'acqua. Se si riscalda la polvere ad una temperatura maggiore, si decompone tanto l'ossido quanto il nitrato, sviluppando ossigeno e vapori nitrosi, e lascia un residuo di argento metallico.

Il perossido d'argento messo in contatto dell'acido solforico, si decompone, sviluppando ossigeno; l'acido ossalico in parte si decompone, trasformandosi in acido carbonico, ed in parte si combina col protossido, per formare dell'ossalato d'argento; l'acido idroclorico forma del cloruro d'argento, e sviluppa gas cloro; l'ammoniaca lo discioglie, producendo un abbondante e rapido sviluppo di gas azoto; l'acqua ossigenata si scinde in ossigeno ed in acqua, e nel tempo stesso si decompone anche il perossido, lasciando un residuo di argento metallico. L'acido nitrico dà luogo ad una reazione molto singolare, della quale sarebbe difficile dare una spiegazione sodisfacente: il perossido si discioglie in contatto di questo acido, producendo un liquido di color

rosso vinoso, che quando viene riscaldato, sviluppa ossigeno, si scolora, e lascia una soluzione di nitrato d'argento ordinario.

Solfuro $=AgS$—Si può ottenere fondendo insieme argento e solfo, ovvero decomponendo un sale solubile di argento coll' idrogeno solforato. La maggior parte dell'argento che cavasi dalle miniere esiste allo stato di solfuro, solo o combinato con altri solfuri metallici, e soprattutto con quelli di piombo, di rame e di antimonio. Uno di questi solfuri doppi, che i Mineraloghi chiamano *argento rosso*, contiene il solfuro d'argento ed il solfuro di antimonio in un rapporto costante, ed ha per formula $3AgS+SbS^3$, talchè si può riguardare come una specie di solfosale, cioè come un solfoantimonito d'argento tribasico. Spesso il solfuro d'antimonio di tale composto viene sostituito da quello di arsenico, col quale è isomorfo.

Il solfuro d'argento è un poco duttile, di color grigio di piombo, e dotato di splendore metallico. Esposto all'azione del fuoco, si fonde più facilmente dell'argento, senza decomporsi; cristallizza in cubi o in ottaedri regolari; alla temperatura ordinaria è privo d'azione sul gas ossigeno, ma col riscaldamento assorbe questo gas, trasformandosi in acido solforoso ed in argento metallico. L'idrogeno e la più gran parte de'metalli lo riducono ad una temperatura non molto elevata. In contatto del protocloruro di rame, o del cloruro di sodio si converte in cloruro d'argento, e su quest' ultima proprietà è fondata l'estrazione dell'argento col metodo dell'amalgamazione.

Seleniuri — Pare ch' esista un protoseleniuro ed un biseleniuro. Si prepara il primo decomponendo una soluzione di nitrato d'argento col seleniuro d'idrogeno gassoso. L'ultimo si ottiene riscaldando il protoseleniuro con un eccesso di selenio in un crogiuolo chiuso.

Cloruro $= AgCh$ — Questo composto si prepara facilissimamente, precipitando la soluzione d'un sale d'argento con un cloruro, o con acido idroclorico. Esso è bianco e fusibile ad una temperatura inferiore a quella del calor rosso nascente; la massa fusa raffreddandosi si rapprende in una sostanza di color gialliccio e semitrasparente, facile a tagliarsi col coltello, e di consistenza quasi cornea, onde il nome di *argento corneo* con cui altra volta era conosciuta. Il cloruro d'argento è assolutamente insolubile nell'acqua e nell'acido nitrico, di modo che nelle ricerche analitiche si fa uso del nitrato d'argento per iscoprire la presenza dell'acido idroclorico e de' cloruri; e questa reazione è tanto sensibile, che una parte di acido idroclorico disciolta in 113 milioni di parti d'acqua, produce col nitrato d'argento un intorbidamento visibilissimo. Il cloruro d'argento è solubilissimo nell'ammoniaca, come pure nelle soluzioni de' solfiti e degl' iposolfiti alcalini. La soluzione di nitrato di mercurio ne discioglie ancora una notabile quantità, massimamente a caldo, la quale col raffreddamento del liquido si deposita in cristallini giallastri e risplendenti. Il cloruro d'argento è inoltre solubile, sebbene in proporzione tenuissima, nelle soluzioni de' cloruri alcalini e nell'acido idroclorico. Quest' ultimo, quando è concentratissimo, può prenderne fino a $\frac{1}{200}$ del suo peso, e delle quantità minori,

quando è diluito ; ond' è che la soluzione idroclorica è precipitata dall'acqua.

Il cloruro d' argento, quando viene esposto alla luce solare diretta o diffusa, si decompone parzialmente perdendo del cloro, ed acquistando nel tempo stesso una tinta violacea, che in ultimo divien nera. In tale stato si trova convertito in sottocloruro d'argento, il quale trattato con ammoniaca, si scinde in protocloruro che si discioglie, ed in argento metallico, che resta sotto forma di polvere nera insolubile. Pohl ha osservato che il cloruro d'argento precipitato da una soluzione riscaldata fra 60° e 80°, non si annerisce alla luce, finchè il liquido si mantiene in questi limiti di temperatura, ma che l'alterazione comincia a manifestarsi non appena esso si raffredda. Il cloruro d'argento si riduce compiutamente allo stato metallico, quando scaldasi in contatto del gas idrogeno o di sostanze organiche idrogenate: l'idrogeno in tal caso si combina col cloro, per formare acido idroclorico, e lascia l'argento allo stato metallico. In contatto dell' idrogeno nascente si decompone nello stesso modo, anche all'ordinaria temperatura. Difatti se in contatto del cloruro d' argento si mettono de' pezzi di zinco e dell' acqua acidulata con acido idroclorico o solforico, l' idrogeno nascente dalla reazione dell'acido sullo zinco riduce compiutamente il cloruro allo stato metallico.

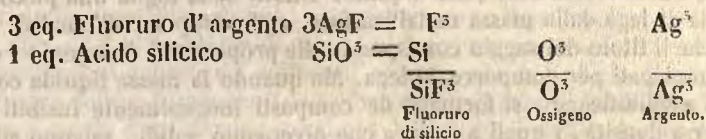
Bromuro $= AgBr$ — Berthier ha trovato questo composto in cristalli verdi alla superficie, ma gialli nell'interno, in una miniera di cloruro d'argento del Messico. È insolubile nell' acqua e nell' acido nitrico, solubile nell'ammoniaca, fusibile come il cloruro d' argento, al quale somiglia sotto tutti i rapporti. Si prepara precipitando con un bromuro solubile una soluzione di nitrato d'argento.

Ioduro $= AgI$ — È una sostanza di color giallo pallido, insolubile nell' acqua, fusibile coll'azione del calore in un liquido rosso, che raffreddandosi divien giallo. Viene ridotto dall' idrogeno e dalla più gran parte de' metalli, come il cloruro ed il bromuro d'argento, ai quali somiglia per molti caratteri; ma ne differisce per essere pochissimo solubile nell'ammoniaca, mentre 2500 parti di quest'ultima disciolgono appena una parte d' ioduro d' argento. In contatto della luce si annerisce; ma assai meno del bromuro e del cloruro.

Si ottiene come i composti precedenti per doppia decomposizione, precipitando una soluzione di nitrato d'argento coll'ioduro di potassio, o con altro ioduro solubile. L'ioduro d'argento si discioglie in una soluzione d' ioduro di potassio e forma un composto cristallizzato, che ha per formula $KI + AgI$.

Fluoruro $= AgF$ — Si prepara disciogliendo l' ossido d'argento nell'acido idrofluorico diluito; la soluzione evaporata a secco, dà per residuo il fluoruro d' argento, che bisogna fondere in un crogiuolo dello stesso metallo, e colare sopra una piastra di spato fluore. Ciò fatto, si riduce rapidamente in pezzetti, e si conserva in vasi di argento o di platino ben chiusi. È solubilissimo nell'acqua, deliquescente, incristallizzabile, ed ha sapore stittico e molto acre. Il cloro lo decompone imme-

diatamente, combinandosi coll'argento e mettendo in libertà il fluore. Secondo Louyet, il fluoruro d'argento riscaldato in contatto dell'acido borico o dell'acido silicico, produce una reazione molto curiosa: si sviluppa un miscuglio gassoso composto di ossigeno e fluoruro di silicio o di boro, e resta dell'argento metallico:

$$\begin{array}{llccc} \text{3 eq. Fluoruro d'argento} & 3AgF = & F^3 & & Ag^3 \\ \text{1 eq. Acido silicico} & SiO^3 = & Si & O^3 & \\ \hline & & SiF^3 & O^3 & Ag^3 \\ & & \text{Fluoruro di silicio} & \text{Ossigeno} & \text{Argento.} \end{array}$$

Cianuro $= Ag(C^2Az)$ — Si ottiene precipitando una soluzione di nitrato d'argento con acido idrocianico. È bianco, polveroso, ed insolubile nell'acqua; si discioglie peraltro nell'acido nitrico e nell'acido solforico col favore del riscaldamento. L'ammoniaca lo discioglie, anche a freddo; l'acido idroclorico e l'idrogeno solforato lo decompongono; la soda e la potassa caustica non vi hanno azione. Questo cianuro si discioglie nelle soluzioni de' cianuri alcalini e forma de'cianuri doppi capaci di cristallizzare, i quali non vengono precipitati nè dai cloruri, nè dagli alcali caustici.

Carburi — L'argento ed il carbonio non si combinano direttamente quando si riscaldano insieme; ma decomponendo coll'azione del calore certe combinazioni di ossido d'argento con alcuni acidi organici formati di ossigeno idrogeno e carbonio, l'argento ed il carbonio, incontrandosi allo stato nascente, si uniscono insieme per formare dei composti definiti. Gérhardt e Cahours ottennero un carburo della formula AgC, riscaldando in un crogiuolo chiuso il *cuminato d'argento*. Regnault, calcinando il *fumarato* e l'*aconitato d'argento*, ottenne un altro carburo della formula AgC^2. Questi composti sono neri, leggieri ed infusibili; calcinati in contatto dell'aria, il carbonio si brucia, e lascia dell'argento metallico; se si mettono in contatto coll'acido nitrico debole, si discioglie l'argento, e resta intatto il carbonio.

Fosfuro — Il fosforo e l'argento si combinano facilmente per mezzo della fusione, formando un composto bianco e cristallino.

LEGHE

Le leghe d'argento che meritano maggior considerazione son quelle che questo metallo forma col rame e coll'oro.

Lega d'argento e rame — Parti eguali di questi due metalli, fuse insieme, danno una lega perfettamente bianca, ma più dura, più sonora e più tenace dell'argento puro. Questa lega si decompone quando vien riscaldata all'aria libera: il rame si ossida e l'argento rimane inalterato. L'argento lavorato contiene sempre un poco di rame, che serve a renderlo più duro, e perciò meno soggetto a consumarsi. La quantità d'argento puro contenuta in 1000 parti di lega costituisce il *titolo* dell'argen-

to, e quando dicesi che l'argento monetato francese è al titolo di 900 millesimi, s'intende che 1000 parti in peso di lega contengono 900 parti d'argento puro e 100 di rame.

Il rame e l'argento fusi insieme, si possono mescolare in ogni proporzione, ed il miscuglio presenta una composizione sensibilmente uniforme, finchè resta allo stato liquido. Difatti se si toglie una piccola quantità di lega dalla massa metallica fusa, e si sottopone all'analisi, si trova che il titolo del saggio corrisponde alle proporzioni di argento e di rame impiegati per comporre la lega. Ma quando la massa liquida comincia a solidificarsi, si formano de' composti inegualmente fusibili e di diversa densità, i quali a misura che divengono solidi, salgono alla superficie, o scendono in fondo del bagno metallico, secondo che sono più leggieri o più pesanti. La lega solidificata non è per conseguenza omogenea in tutta la massa, ed i saggi contengono ora più rame, ora più argento, a seconda che si tolgono dalla superficie o dal centro, dalla parte superiore o dalla inferiore. Si è osservato inoltre che le leghe ricche contengono più argento verso il centro che verso la superficie, e che viceversa nelle leghe povere l'argento si trova nelle parti superficiali in maggior proporzione che nelle centrali. In questi ultimi tempi Levol, avendo ripreso l'esame di tale quistione, è giunto a stabilire che per ottenere una lega che resti omogenea in tutta la massa, dopo che la solidificazione è avvenuta, bisogna fondere i due metalli nel rapporto indicato dalla formula Ag^3Cu^4, il che corrisponde a 718,5 di argento per 281,5 di rame; che in tutte le leghe che hanno un titolo superiore a 718,5 l'argento va aumentando dalla superficie verso il centro; e che viceversa in quelle che hanno un titolo più basso, l'argento va diminuendo nella stessa direzione.

Germain Barruel ha trovato che facendo fondere l'argento con piccole quantità di ferro, di cobalto e di nichelio nel tempo stesso, si ottiene una lega d'una durezza straordinaria, talchè si può impiegare per farne coltelli, raspe ed altri strumenti da taglio. Secondo lo stesso Chimico, le proporzioni più convenienti sarebbero di 994 parti d'argento, 2 di ferro, 2 di nichelio e 2 di cobalto.

Lega d'argento e oro — Questa lega si prepara fondendo insieme i due metalli in un crogiuolo. Se non contiene che poco argento, è verde; al contrario è bianca se l'argento vi entra per due terzi. La lega chiamata comunemente *oro verde*, si forma combinando 708 parti di oro con 292 d'argento. L'*elettro* degli antichi era una lega di quattro parti d'oro ed una d'argento.

L'argento ed il mercurio formano una lega, che si trova nel regno minerale cristallizzata in cubi. Le leghe d'argento e stagno, d'argento e zinco, d'argento ed antimonio son tutte fragili e più fusibili dell'argento, e non vengono adoperate a nessun uso nelle arti.

ESTRAZIONE DELL'ARGENTO

I minerali di argento che la natura ci offre in certa abbondanza, e che per conseguenza si possono impiegare per l'estrazione del metallo, sono il solfuro d'argento, puro o mescolato in proporzioni variabilissime ad altri solfuri metallici, di cui i più comuni sono il protosolfuro di piombo PbS, ed il sottosolfuro di rame Cu^2S. Spesso ancora si trovano delle combinazioni definite del solfuro d'argento, che fa l'ufficio di solfobase con altri solfuri funzionanti da solfoacidi, quali sono il trisolfuro d'arsenico e quello d'antimonio; ma il più delle volte il solfuro basico di questi solfosali nativi è costituito, non solo dal solfuro d'argento, ma anche dal sottosolfuro di rame, i quali essendo isomorfi, si sostituiscono a vicenda; e per la stessa ragione il solfoacido è costituito in parte dal trisolfuro d'arsenico ed in parte da quello d'antimonio.

Dal lato metallurgico i minerali d'argento vanno distinti in due categorie: l'una abbraccia i minerali poveri, in cui la quantità d'argento che vi è contenuta, essendo troppo piccola per compensare le spese di fabbricazione, ed offrire nel tempo stesso un certo vantaggio, l'estrazione dell'argento è un'operazione secondaria; mentre lo scopo principale del trattamento è quello di estrarre altri metalli, che sebbene di minor valore, vi si trovano in grande abbondanza. Così i minerali di piombo e di rame, contenendo spesse volte dell'argento, si trattano cogli stessi metodi, che s'impiegano per l'estrazione del piombo o del rame, e poi si sottopone il metallo argentifero ottenuto ad altre operazioni, per separarne la piccola quantità di argento che racchiude.

L'altra categoria abbraccia i metalli ricchi, i quali si trattano direttamente per estrarne l'argento, trascurando gli altri metalli di minor valore.

Trattamento de' minerali poveri — L'argento si trova, come si è detto, in piccolissima quantità nella galena, e nella pirite di rame. Questi minerali sottoposti ai trattamenti altrove indicati, danno per prodotti del piombo o del rame, che racchiudono tutto l'argento contenuto nel minerale. Il piombo argentifero che nelle officine è conosciuto col nome di *piombo d'opera,* sottoposto alla coppellazione, di cui abbiamo parlato in altra occasione, somministra l'argento che vi è contenuto. L'argento così separato dal piombo, porta il nome di *argento di coppella*, e ritiene circa $\frac{1}{16}$ del suo peso di piombo; per depurarlo bisogna sottoporlo ad un'altra operazione, che chiamasi *raffinazione.*

Raffinazione — Per separare dall'argento le ultime tracce di piombo e di rame, si fa fondere il metallo impuro in un fornello, che porta un incavo emisferico di ferraccio ricoperto da un grosso intonaco di marna o di cenere di legno, spogliata per mezzo delle lavature da ogni traccia di sostanza solubile. Questo intonaco poroso costituisce una specie di coppella capace di assorbire l'ossido di piombo fuso. Si riempie di carbone la ridetta cavità, sopra vi si mette l'argento che si vuol raffinare, indi per mezzo di mantici si attiva la combustione, e nel tempo stesso

si somministra l'aria occorrente all' ossidazione de' metalli estranei che si trovano uniti all'argento. L'ossido di piombo che si forma alla superficie, viene continuamente assorbito dalla coppella, e quando non si vedono più apparire delle macchie alla superficie del metallo fuso, è segno che la raffinazione è terminata; l'argento così depurato contiene tutto al più 1 per 100 di metalli estranei.

Liquazione — Quest' operazione ha per oggetto di separare dal rame nero la piccola quantità di argento che vi è contenuta, quando il minerale d' onde proviene è argentifero. A tal fine si fa fondere il rame col piombo in modo da fare una lega: il piombo ha per l' argento un' affinità molto maggiore che per il rame, e d' altra parte se si riscalda moderatamente la lega ottenuta, il piombo si fonde trascinando seco tutto l'argento ed un poco di rame, e lascia allo stato solido la maggior parte del rame combinato a piccole quantità di piombo. Il prodotto fuso che si ottiene con questa operazione è una specie di *piombo d' opera* simile a quello che proviene dalla riduzione della galena argentifera; per estrarne l'argento, si sottopone prima alla coppellazione, e poi si raffina il prodotto, come si pratica quando trattasi di separare l'argento dal piombo.

Trattamento de' minerali ricchi — Quando il minerale è abbastanza ricco, non si tien conto degli altri metalli, e si estrae direttamente l'argento per mezzo dell' *amalgamazione*, la quale consiste a ridurre con mezzi chimici l'argento allo stato metallico, a separarlo in tale stato dalle sostanze terrose, amalgamandolo col mercurio, ed a distillare l'amalgama ottenuta. Per ridurre l' argento allo stato metallico, s' impiegano due metodi diversi: l' uno è generalmente adottato nelle officine dell' Europa, e particolarmente in quelle di Freyberg in Sassonia; l' altro differisce essenzialmente dal primo in quanto che permette di ridurre il metallo, senza ricorrere all'azione del calore, ed è quello che si pratica in America, e particolarmente nel Messico e nell'America meridionale, ove il combustibile è rarissimo.

Amalgamazione di Freyberg — Il minerale che vien trattato a Freyberg contiene del solfuro d' argento disseminato in una quantità enorme di pirite di ferro, di altri solfuri metallici e di matrice terrosa. Si scelgono e si mescolano insieme minerali di diversa natura, in modo che il miscuglio contenga tutto al più $2 \frac{1}{5}$ di argento e 350 di solfuro di ferro per 1000. L'argento si trova nel minerale in combinazione col solfo; ma in tale stato non si può ridurlo allo stato metallico, sicchè bisogna convertirlo prima in cloruro, che si riduce facilmente. A tale oggetto si mescola il minerale con $\frac{1}{10}$ circa del suo peso di sal marino, e si tosta il miscuglio in un forno a riverbero: la più gran parte de' solfuri metallici si convertono in solfati, i quali reagendo sul cloruro di sodio, si trasformano in cloruri, sicchè il prodotto tostato contiene, oltre la matrice quarzosa, del solfato di soda, del cloruro di sodio indecomposto, de' cloruri di manganese e di piombo, del sesquicloruro di ferro, del sottocloruro di rame, del cloruro d'argento, e varii ossidi metallici. D' onde si deduce che la torrefazione del minerale col cloruro di

sodio ha per oggetto di convertire in cloruri i metalli, che nel minerale si trovavano combinati col solfo.

Il minerale che ha subito questa prima operazione, si polverizza in alcuni mulini simili a quelli in cui si macina il frumento, e poi si staccia. La polvere ottenuta viene introdotta in alcune botti cerchiate di ferro, che girano sopra un asse orizzontale (*fig. 78 e 78'*); vi si aggiunge dell'acqua e de' ritagli di lamiera di ferro, indi si mettono in movimento queste botti per mezzo di ruote dentate, che s'ingranano con quella di un albero mosso da una ruota idraulica. Ciascuna botte riceve 500 chilogrammi di minerale tostato e polverizzato, 150 litri d'acqua e 50 chilogrammi di ferro. Dopo che si son fatte girare per circa due ore, vi s'introducono 250 chilogrammi di mercurio, e si mettono di nuovo in movimento, facendole girare con più rapidità di prima per lo spazio di circa 20 ore. Ciò fatto, si riempie d'acqua ciascuna botte, e si fa girare più lentamente per riunire il mercurio sparso in tutta la massa. Finalmente si raccoglie l'amalgama prodotta, si separa dalla più gran parte del mercurio non combinato filtrandola in sacchi di tela, e si distilla. L'argento ottenuto con questo metodo ritiene de'metalli estranei, e soprattutto una gran quantità di rame; per conseguenza prima di spedirlo in commercio viene raffinato col metodo che dianzi abbiamo descritto.

Amalgamazione americana—Si pesta pria di tutto il minerale a secco, indi si tritura con acqua, finchè siasi convertito in una poltiglia limacciosa; in tale stato vi si mescola 2 o 5 per 100 di sal marino e si lascia il miscuglio in riposo in un gran tino per più giorni. Si prepara dall'altra parte un miscuglio di solfato di rame e ossido di ferro, riscaldando in contatto dell'aria della pirite di rame ridotta in polvere: questo miscuglio porta il nome di *magistrale*. Ad ogni 100 parti di minerale si mescola 1 parte o 1 $\frac{1}{2}$ p. di magistrale, ed a più riprese vi si aggiunge una certa quantità di mercurio, che va regolata a seconda della ricchezza del minerale, impiegando per ogni parte di argento 6 a 8 parti di mercurio. Per ben mescolare insieme queste diverse sostanze, e favorirne il contatto, vi si fanno camminare sopra de'cavalli o de'muli. Di tanto in tanto un lavorante toglie un poco dell'amalgama, la lava con acqua, ed osserva attentamente l'aspetto del mercurio, dal quale giudica dell'andamento dell'operazione. Se il metallo si divide in un'infinità di piccoli globetti di color bruno, e presenta delle macchie scure alla superficie, è segno che si è ecceduto nella proporzione del magistrale, e se l'operazione continuasse nelle stesse condizioni, si perderebbe troppo mercurio; per cui bisogna in tal caso aggiungere della calce, che decomponendo una certa quantità di cloruro di rame, impedisce questo inconveniente. Se invece il mercurio resta liquido, vuol dire che l'amalgamazione non ha avuto luogo per difetto, al che si rimedia aggiungendovi una nuova dose di magistrale.

Dopo circa 15 giorni, quando l'operazione cammina regolarmente, tutto il mercurio si trova amalgamato, e l'amalgama divenuta di consistenza pastosa è divisa in piccole particelle. Per riunirla, vi si aggiunge una seconda dose di mercurio, e dopo che questa si è bene incorpora-

ta, se ne aggiungo una terza. Terminata l'operazione, che suol durare per 2 o 3 mesi, si stempera la massa nell'acqua, per separarne l'amalgama; si filtra quest'ultima in sacchi di tela e si distilla. Nell'amalgamazione americana per una parte di argento che si estrae, se ne perde 1 $\frac{1}{3}$ di mercurio.

La teorica dell'operazione precedente s'intende senza difficoltà: il solfato di rame ed il cloruro di sodio, reagendo l'uno sull'altro, producono solfato di soda e cloruro di rame. Il cloruro di rame, decompone il solfuro d'argento, formando solfuro di rame, e cloruro d'argento, che si discioglie nel cloruro di sodio indecomposto. Il mercurio metallico riduce il cloruro d'argento, formando cloruro di mercurio, e precipitando dell'argento metallico, che si amalgama col mercurio impiegato in eccesso.

ORO

L'oro non si trova che in piccola quantità nel regno minerale, e sempre allo stato libero, o tutto al più unito ad alcuni metalli, e più d'ogni altro all'argento. Isolatamente non forma nè ammassi, nè filoni, ma si rinviene in granellini o in particelle esilissime disseminato ne' solfuri d'argento, di piombo, di ferro ec. Questi grani d'oro nativo, che ordinariamente sono piccolissimi, giungono talvolta ad avere un peso straordinario, ed in tal caso si chiamano *pepiti* (1).

L'oro è di color giallo arancio, privo di odore e sapore, dotato di molto splendore, ma poco duro. Di tutti i metalli conosciuti è il più duttile ed il più malleabile, talchè si può ridurre in foglie così sottili, che al soffio più leggiero si sollevano, e guardate per trasparenza lasciano passare una luce di color verde azzurro: la spessezza di queste foglie non è che la diecimillesima parte d'un millimetro, ed un decigrammo d'oro può dare un filo della lunghezza di 325 metri. La sua densità è di 19,257; per fondersi esige una temperatura di 32° del pirometro di Wedgewood, la quale corrisponde a 1102° circa del termometro ad aria. Il metallo fuso solidificandosi cristallizza in tetraedri o in ottaedri regolari.

L'ossigeno e l'aria non alterano punto questo metallo, nè a freddo, nè a caldo. Si credeva altravolta che l'oro si ossidasse per l'azione di una poderosa scarica elettrica; ma è ormai provato che la polvere di color porporino che in tale occasione si forma, tenuta come ossido d'oro, non è altra cosa che lo stesso metallo estremamente diviso, il quale essendo, come si è detto, verde per trasparenza, presenta per riflessione il colore complementario, cioè il rosso. Di tutti i metalli conosciuti, l'oro è quello che ha minore affinità per l'ossigeno e per gli altri metalloidi.

Nessun acido è capace di disciogliere questo metallo, tranne il sele-

(1) Verso la fine del 1842 è stata trovata ne' monti Urali una pepite d'oro massiccio che pesava 36 chilogrammi. Questa pepite sorpassa in peso tutte le altre precedentemente trovate, ed ora fa parte della collezione della scuola delle miniere di Pietroburgo.

nico; ma l'acqua regia lo discioglie facilmente, trasformandolo in percloruro. Tale effetto peraltro è dovuto al cloro libero nascente dalla reazione dell'acido nitrico sull'acido idroclorico. L'oro per conseguenza è il metallo meno alterabile che si conosca. Gli agenti atmosferici non vi hanno nessuna azione, il che spiega perchè si trovano delle monete ed altri oggetti di questo metallo, che sono restati sepolti nel seno della terra per due o tre mila anni, e che ciò non ostante non hanno sofferto la più piccola alterazione.

Protossido d'oro = AuO — Si ottiene, secondo Figuier, disciogliendo l'oro nell'acqua regia, evaporando la soluzione a secco, per iscacciarne l'acido eccedente, disciogliendo il percloruro d'oro così ottenuto nell'acqua, e versando nella soluzione del nitrato di sottossido di mercurio recentemente preparato. Il protossido d'oro in tal caso si precipita in polvere di color paonazzo scuro. Bisogna per altro avvertire di non versare un eccesso del sale di mercurio, perchè allora insieme coll'ossido d'oro si precipiterebbe una certa quantità di sottocloruro di mercurio. È meglio per conseguenza lasciare nella soluzione un po'di percloruro d'oro indecomposto, e sospendere la precipitazione, quando il liquido non ha intieramente perduto il suo color giallo.

Si può ottenere egualmente facendo bollire il protocloruro d'oro con una soluzione di soda o di potassa caustica, o meglio ancora adoperando i carbonati di questi alcali. Finalmente il protossido d'oro si precipita tutte le volte che si riscalda una soluzione di percloruro con una sostanza organica in presenza d'un eccesso di potassa caustica. Le soluzioni neutre de' corpi organici precipitano invece l'oro allo stato metallico.

L'ossido d'oro è una polvere di colore così oscuro allo stato umido, che par quasi nera; prosciugato è di colore azzurro traente al violaceo; riscaldato non comincia a decomporsi che alla temperatura di 250°, ed allora sviluppa ossigeno, trasformandosi in oro metallico. L'acido idroclorico lo converte in percloruro, ed in oro metallico che si precipita. L'azione all'ordinaria temperatura non è compiuta che a capo di un quarto d'ora, ma al calore dell'ebollizione è rapidissima; l'acido idroiodico lo trasforma in protoioduro; gli acidi solforico, nitrico ed acetico non vi hanno azione. Infine quest'ossido, sebbene composto, come la maggior parte delle basi, di un equivalente di metallo ed uno di ossigeno, non si combina con gli acidi, eccettuato l'acido stannico.

Il protossido secco è del tutto insolubile; ciò non ostante, se non appena precipitato si mette in contatto coll'acqua pura, dà luogo ad una soluzione apparente, in cui l'ossido d'oro resta sospeso, formando un liquido torbido di color violaceo. Questa specie di soluzione passa a traverso i filtri, senza abbandonare la sostanza sospesa, e non si chiarifica che quando si lascia in riposo per più giorni; ma se nel liquido precedentemente riscaldato si versa una soluzione salina, l'ossido d'oro si precipita immediatamente.

Acido aurico = AuO^3 (triossido d'oro, ossido aurico) — Fremy prepara questo composto, facendo bollire una soluzione di percloruro d'oro

con un eccesso di potassa, e quando il liquido è in gran parte decolorato, precipita l'acido aurico per mezzo dell'acido solforico. Si depura il prodotto così ottenuto, disciogliendolo nell' acido nitrico concentrato, precipitando la soluzione con acqua, e lavando il precipitato, finchè sia stata eliminata ogni traccia di acido nitrico.

L'acido aurico è bruno allo stato secco, giallo rossastro in combinazione coll'acqua. Vien ridotto per l'azione del calore con molta facilità, soprattutto se è mescolato con sostanze combustibili. È insolubile nell'acqua e nella più gran parte degli acidi, non escluso l'acido idrofluorico, solubile al contrario nell' acido idroclorico, che lo converte in tricloruro, e nell' acido nitrico concentrato, ma in quest' ultimo caso non si forma nessuna combinazione, per modo che l' acido aurico disciolto si precipita, tanto se si versa dell' acqua nella soluzione, quanto se si cerca di concentrare quest'ultima, evaporandola nel vuoto della macchina pneumatica. Gli alcali e le terre alcaline formano coll' acido aurico de'sali solubili poco o punto colorati, dai quali gli acidi precipitano l'acido aurico allo stato d' idrato.

Il protossido d' oro e l' acido aurico trattati coll' ammoniaca, danno due composti esplosivi, l' uno de' quali è di colore azzurro violaceo, come il protossido d'oro, l' altro è di colore olivastro, come l'acido aurico. Il secondo, conosciuto col nome di *oro fulminante*, si può ottenere ancora precipitando coll'ammoniaca il percloruro d'oro, ed in tal caso è giallo come l' acido idrato. Secondo Figuier, l' oro fulminante sarebbe una combinazione di acido aurico ed ammoniaca: quello ottenuto coll'acido aurico avrebbe per formula AuO^3+2AzH^3; mentre invece quello preparato per mezzo del tricloruro, sarebbe una combinazione del precedente con un equivalente d'acqua $= AuO^3,+2AzH^3+HO$.

Porpora di cassius. — Versando una soluzione di protocloruro di stagno scevro di bicloruro in una soluzione diluita di percloruro d'oro, il liquido diviene di color violaceo simile del tutto a quello del protossido d' oro, e dopo 24 ore si forma un deposito dello stesso colore. Quest' ultimo composto, scoperto nel XV secolo da Basilio Valentino, fu dipoi esaminato da molti Chimici, e principalmente da Cassius, di cui porta ancora il nome. Le analisi che ne sono state fatte concordano in quanto alla composizione qualitativa, ma differiscono moltissimo in quanto alla proporzione ed allo stato di combinazione dei suoi componenti. Senza stare a riferire le opinioni tanto diverse che per molto tempo hanno dominato intorno alla natura di questo preparato, ci limiteremo ad accennare gli ultimi risultati delle ricerche di Figuier, che sembrano meritare maggior fiducia. Secondo le analisi di questo Chimico, la porpora di Cassius sarebbe un composto definito di protossido d' oro ed acido stannico con una certa quantità d'acqua, cioè uno stannato di protossido d' oro idrato della formula AuO,Sn^3O^6+4HO; ma Berzelius fa osservare con ragione che, mentre la porpora si converte coll' azione del calore in un miscuglio di acido stannico ed oro metallico, senza che si sviluppi traccia d'ossigeno, è necessario che non tutto lo stagno si trovi allo stato di acido stannico, e che invece una porzio-

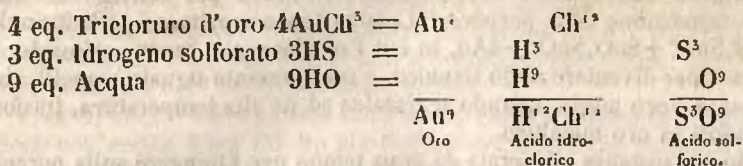
ne sia ad un grado inferiore d'ossidazione, per potersi combinare coll'ossigeno dell'ossido d'oro. Berzelius ammette per conseguenza che la composizione della porpora di Cassius debba esprimersi colla formula AuO,SnO^2+SnO,SnO^2+4Aq, in cui l'ossigeno che manca all'ossido di stagno, per diventare acido stannico, è precisamente uguale a quello che l'ossido d'oro perde, quando si riscalda ad un'alta temperatura, trasformandosi in oro metallico.

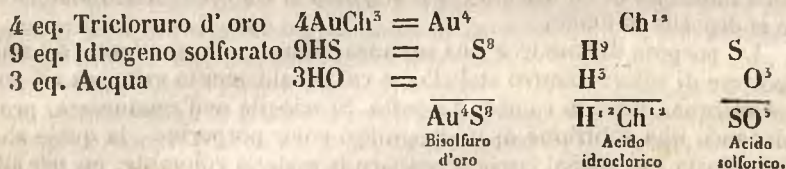
Questa sostanza adoperata da gran tempo per dipingere sulla porcellana, e per colorire il vetro in rosso, presenta un colore e caratteri variabili, a seconda del grado di concentrazione de' liquidi che si adoperano per prepararla, e di altre circostanze. Figuier raccomanda il seguente processo come preferibile a tutti gli altri: si disciolgono 20 grammi di oro in 100 grammi di acqua regia fatta con 4 parti di acido nitrico e 1 p. di acido idroclorico; si evapora la soluzione fino a secco, si ridiscioglie il cloruro d'oro, si filtra il liquido e si diluisce con acqua, finchè il peso totale della soluzione sia di 770 grammi. Allora si mettono nel liquido pochi frammenti di stagno granulato, e dopo qualche tempo si raccoglie sopra un filtro la porpora che si precipita. Se con tal mezzo il composto non si separa, riscaldando il miscuglio, ed aggiungendovi una soluzione di sal marino, il precipitato si riunisce immediatamente e si deposita in fondo.

La porpora di Cassius è una sostanza bruna, che macinata dà una polvere di colore azzurro sudicio, e col riscaldamento sviluppa un poco d'acqua, ma non cambia d'aspetto. Si scioglie nell'ammoniaca, producendo una soluzione di un magnifico color porporino, la quale abbandonata a se stessa, lascia depositare la materia colorante; ma per siffatta precipitazione occorrono più settimane di tempo. È insolubile nella potassa caustica; ma solubile nel vetro fuso, al quale comunica un color di rubino vivacissimo. L'acido idroclorico concentrato e bollente la decompone, disciogliendo l'acido stannico, e trasformando il protossido d'oro in acido aurico ed in metallo. Coll'azione del riscaldamento la porpora di Cassius si trasforma, come si è detto, in un miscuglio di oro metallico e di acido stannico passato alla modificazione insolubile; per cui trattando con acqua regia il prodotto calcinato, l'oro si discioglie trasformandosi in tricloruro, e resta l'acido stannico inattaccato.

Solfuri d'oro — I Chimici ammettono due combinazioni definite di oro e solfo, che per la composizione corrispondono agli ossidi, cioè un protosolfuro ed un trisolfuro, e si ottengono decomponendo la soluzione del tricloruro d'oro per mezzo dell'idrogeno solforato. Se si fa passare il gas nella soluzione bollente, si forma un precipitato bruno, che è il protosolfuro; se invece il liquido è freddo, si precipita il trisolfuro in forma di polvere di color giallo scuro. Levol in questi ultimi tempi, avendo ripreso l'esame di tali composti, ha ottenuto de' risultati totalmente diversi, e che non confermano l'esistenza de'due solfuri testè rammentati. Secondo l'esperienze di questo Chimico, se si fa passare dell'idrogeno solforato in una soluzione diluita e bollente di tricloruro d'oro, non si precipita che dell'oro allo stato metallico, e nel liquido resta di-

sciolto dell'acido solforico, la cui quantità corrisponde all'equazione:

4 eq. Tricloruro d'oro	$4AuCh^3$ =	Au^4	Ch^{12}		
3 eq. Idrogeno solforato	$3HS$ =		H^3		S^3
9 eq. Acqua	$9HO$ =		H^9		O^9
		Au^4 Oro	$H^{12}Ch^{12}$ Acido idroclorico		S^3O^9 Acido solforico.

Se invece si fa l'esperienza all'ordinaria temperatura, si ottiene un precipitato nero omogeneo, la cui composizione, intermedia tra quelle del proto e del trisolfuro, è rappresentata dalla formula AuS^2, e nel liquido resta disciolto, anche in questo caso, dell'acido solforico. Questo composto si può riguardare, tanto come un bisolfuro, quanto come una combinazione di protosolfuro e di trisolfuro, se pure tali composti esistono, o in altri termini come un solfoaurato d'oro della formula $AuS + AuS^3$. I pochi dati che abbiamo intorno ai caratteri ed alle reazioni di tale composto non ci permettono di decidere quale delle due ipotesi debba preferirsi. Ad ogni modo esso nasce dalla seguente reazione:

4 eq. Tricloruro d'oro	$4AuCh^3$ =	Au^4	Ch^{12}	
9 eq. Idrogeno solforato	$9HS$ =	S^8	H^9	S
3 eq. Acqua	$3HO$ =		H^3	O^3
		Au^4S^8 Bisolfuro d'oro	$H^{12}Ch^{12}$ Acido idroclorico	SO^3 Acido solforico.

Il bisolfuro d'oro è una polvere omogenea, di color nero, che ritiene l'acqua con molta forza, e non diviene del tutto anidra che alla temperatura di 140°. Questo composto è abbastanza stabile, di guisa che si può far bollire nel liquido stesso in cui è stato prodotto, senza che si alteri, ed allo stato secco non dà segni di decomposizione, che quando vien riscaldato oltre i 200 gradi.

Protocloruro d'oro = $AuCh$ — Per preparare il protocloruro d'oro, bisogna riscaldare il tricloruro a 200°, e mantenerlo a questo grado di calore, finchè abbia cessato di sviluppare gas cloro.

È una massa salina di color bianco traente al giallo, che riscaldata perde tutto il suo cloro, e si riduce allo stato metallico. L'acqua fredda non discioglie questo composto; l'acqua bollente lo trasforma in tricloruro, che si discioglie colorando il liquido in giallo, ed in oro metallico, che resta in forma di polvere finissima.

Tricloruro = $AuCh^3$ — Si ottiene sciogliendo l'oro nell'acqua regia, ed evaporando la soluzione a dolce calore, finchè sia diventata di color rosso carico. Lasciando raffreddare il liquido quando è arrivato ad un tal grado di concentrazione, esso si rapprende dopo un certo tempo in un ammasso di cristalli di color rosso scuro, che costituiscono il tricloruro in esame. Questi cristalli sono deliquescenti e solubilissimi

nell' acqua, nell' alcole e nell'etere. La soluzione di questo corpo viene decomposta dall' arseniuro d'idrogeno, dall'ossido di carbonio, dal carbone, dal fosforo, dal biossido d' azoto, dall'acido solforoso e fosforoso, dai solfiti e dai fosfiti, dai sali di protossido di ferro, dall'acido ossalico, e dalla più gran parte delle sostanze organiche: il cloro combinandosi coll'idrogeno dell'acqua, forma acido idroclorico, l'ossigeno dell'acqua decomposta si combina col corpo riduttore, e l' oro si precipita allo stato metallico. Gli acidi acetico, citrico e tartarico, sebbene formati da elementi organici, non lo decompongono all' ordinaria temperatura.

Il tricloruro d'oro, combinandosi coi cloruri alcalini, forma de'composti cristallizzati conosciuti col nome di *cloraurati*. Il cloraurato di potassio cristallizza in prismi di color giallo della formula $KCh,AuCh^3+5Aq$. Quello di sodio cristallizza in prismi quadrangolari, che hanno per formula $NaCh,AuCh^3+4Aq$.

Tribromuro $= AuBr^3$ — È di color grigio nerastro, solubile nell'acqua, cristallizzato, e somiglia al tricloruro già descritto.

Ioduri — Secondo Fordos, esistono due ioduri d' oro, cioè un protoioduro$=AuI$, ed un triioduro$=AuI^3$; ma il solo protoioduro è stato isolato: il triioduro non si conosce che allo stato di combinazione cogl' ioduri alcalini. Il protoioduro è una polvere gialla insolubile nell' acqua, nell'alcole e nell'etere; ma gli ultimi due liquidi lo decompongono. Gl' ioduri solubili lo decompongono parimente, trasformandolo in oro metallico ed in triioduro, che si combina coll' ioduro adoperato.

Versando dell'ioduro di potassio in una soluzione di tricloruro d'oro, si forma cloruro di potassio, e si precipita un miscuglio d'iodo e protoioduro. Riscaldando il precipitato a un dolce grado di calore in una stufa, l'iodo si volatilizza, lasciando il protoioduro d'oro per residuo.

Fosfuro — Si ottiene facilmente, facendo cadere dei pezzetti di fosforo sull'oro bene arroventato. Il fosfuro così ottenuto presenta un'apparenza metallica, ed ha un color giallo, ma più pallido di quello dell'oro. Se si riscalda in contatto dell'aria, esso si decompone: il fosforo brucia trasformandosi in acido fosforico, e l'oro resta inalterato.

Leghe — L'oro perfettamente puro è così molle, che non potrebbesi adoperare in tale stato per coniarne monete, o lavorare oggetti d'ornamento, che sarebbero consumati in breve tempo. Per accrescerne la durezza, si suole allegare con altri metalli, e particolarmente col rame e coll'argento. E siccome il valore di queste leghe dipende dalla quantità di oro puro che vi si contiene, così, per regolare il prezzo di quello che circola in commercio, la legge proibisce agli Orefici di lavorare dell'oro inferiore ad un certo titolo, che varia ne'diversi stati. Il titolo viene stabilito, come per l'argento, dalla quantità d'oro effettivo contenuto nella lega, quantità che si esprime in millesimi. Così l'oro da 900, da 800, da 700 ec. millesimi è quello che contiene 900, 800, 700 ec. parti d'oro puro per 1000 p. di lega.

Le leghe d'oro e bismuto, d'oro e stagno, d'oro e piombo, d'oro e nichelio, d'oro e cobalto, d'oro e manganese sono fragilissime, e però non hanno ricevuto nessuna applicazione.

PLATINO

Il primo annunzio dell'esistenza di questo metallo è dovuta all'inglese Vood, il quale lo portò dall'America nel 1741. D'allora in poi varii Chimici ne fecero l'oggetto di estese ricerche. Il platino fu la prima volta rinvenuto nella sabbia aurifera del fiume Pinto; ma poscia fu trovato non solo in molti altri siti di America, ma ancora d'Europa e d'Asia, e soprattutto in Siberia e sugli Urali. Döbereiner ha trovato ancora del platino nella sabbia aurifera del Reno. Le miniere di platino che tuttogiorno si discoprono contribuiscono a rendere sempre più comune questo prezioso metallo, ed a scemarne il prezzo; sicchè è sperabile di vederlo un giorno sostituire vantaggiosamente alcuni dei metalli impiegati attualmente nelle arti e negli usi privati.

Il platino si trova propriamente nella così detta *miniera di platino*, la quale è formata da grani metallici irregolari di differente figura e grandezza, ordinariamente piccolissimi, ma talvolta in masse del peso di più chilogrammi. Il platino entra per i 75 agli 87 centesimi in questa miniera: il rimanente è composto di ferro, di rame, di palladio e d'iridio.

Proprietà—Il platino è di color bianco grigiastro intermedio fra quello dell'argento e dello stagno, malleabilissimo e duttilissimo. Quando è perfettamente puro, è molle in modo, che si può tagliare facilmente colle cesoie, e si lascia intaccare dall'unghia; ma se contiene altri metalli, e soprattutto dell'iridio, è durissimo, sicchè a stento si arriva a tirarlo in lamine o in fili. Il peso specifico del platino battuto, determinato da Hoffmann e Erdmann nel vuoto ed alla temperatura di 0°, fu trovato di 21,2668; quella del platino semplicemente fuso, secondo gli stessi Chimici, sarebbe minore di 21. Il platino non si altera al calore prodotto dai migliori fornelli; ma si fonde allorchè viene esposto alla fiamma del cannello a gas ossidrogeno. Alla temperatura del calor bianco si rammollisce, ed in tale stato si può saldare sopra se stesso, e si può lavorare col martello come il ferro. Questa preziosa proprietà è quella che permette di fabbricare con questo metallo varii utensili, di cui si fa grande uso in chimica. Le sue affinità essendo debolissime, non viene attaccato dagli acidi, nè alla temperatura ordinaria, nè col riscaldamento. L'infusibilità di questo metallo e la sua inalterabilità in contatto degli agenti chimici lo rendono utilissimo in chimica. Senza i crogiuoli e le cassule di platino molte sperienze sarebbero impraticabili, perchè nessuna delle altre sostanze conosciute riunisce le due qualità pregevolissime testè rammentate. Peraltro il platino riscaldato con altri metalli, forma delle leghe più o meno fusibili; il fosforo ed il solfo lo trasformano in composti fusibili del pari, ed alla temperatura del calor rosso si ossida in contatto degli alcali caustici; per le quali cose bisogna evitare accuratamente di riscaldare in vasi di platino le sostanze enumerate, o altri corpi che colla loro reazione possono dare origine ad alcuna di esse. Riscaldando il platino con un miscuglio di silice e di carbone, il metallo resta profondamente attaccato: il silicio ed il platino si

combinano insieme, formando un siliciuro di platino. Per questa ragione non bisogna mai arroventare crogiuoli di platino frai carboni accesi, perchè la silice contenuta nella cenere, riducendosi in contatto del carbone, si combina col platino e danneggia il crogiuolo.

In altra occasione abbiamo veduto che il platino colla sua presenza determina la combinazione di alcuni corpi, che senza di essa sarebbero inerti. Il gas idrogeno si combina coll'ossigeno, formando acqua, l'acido solforoso si combina coll'ossigeno, producendo acido solforico anidro. Molte sostanze organiche volatili si ossidano ancora in contatto del platino e dell'ossigeno o dell'aria atmosferica. Nondimeno è d'uopo avvertire che il platino compatto ordinario è quasi affatto inerte, dimodochè per osservare i fenomeni rammentati bisogna ridurlo in uno stato di grande attenuazione. Si conoscono due preparati, in cui il platino esiste allo stato polveroso, cioè la *spugna di platino* ed il *nero di platino*. Quanto al primo, ne sarà fatta menzione tra poco, quando descriveremo il metodo con cui si ricava il platino dalla sua miniera. Il nero di platino si prepara, secondo Liebig, trattando il cloruro di platino con una concentrata soluzione di potassa caustica, ed aggiungendovi dell'alcole quando tutto è disciolto. Dalla reazione di queste sostanze nasce immediatamente una viva effervescenza accompagnata da grande sviluppo di calore, e si precipita il corpo di cui si ragiona in polvere nera vellutata, la quale non contiene altro che platino allo stato di polvere impalpabile. Il nero di platino, ed il platino spongioso hanno la proprietà di assorbire e condensare le sostanze gassose in quantità di gran lunga maggiori di quelle che sogliono prendere gli altri corpi porosi esaminati sinoggi. Döbereiner assicura che mettendo il nero di platino in contatto dell'aria, tale sostanza può condensare nella sua massa fino a 250 volte il proprio volume d'ossigeno, senza toccare l'azoto; di maniera che, partendo dal dato che il nero di platino non contiene più del quarto del suo volume di spazio vuoto, in cui il gas può condensarsi, si arriva alla conseguenza straordinaria che il gas vi si trova ritenuto da una forza capace di fare equilibrio a 1000 atmosfere circa. In contatto dell'idrogeno, condensa un volume di questo gas 745 volte maggiore del suo.

ESTRAZIONE DEL PLATINO

Per ricavare il platino dalla sua miniera, bisogna disciogliere quest'ultima nell'acqua regia, concentrare la soluzione che ne risulta, ed aggiungervi del sale ammoniaco, il quale si combina col bicloruro di platino, formando un doppio cloruro, che essendo pochissimo solubile, si precipita in polvere gialla cristallina, che si lava e si dissecca. Questo doppio cloruro di platino e d'ammonio, riscaldato ad un'altissima temperatura, si decompone esalando vapori di sale ammoniaco e di cloro; mentre il platino, non potendosi nè volatilizzare, nè fondere, rimane nel crogiuolo sotto forma d'una polvere grigia, che i Chimici chiamano *spugna di platino* o *platino spongioso*. Per rendere questo platino coerente ed atto ad esser lavorato, si tritura in un mortaio, e ridotto in

polvere finissima, si passa per istaccio. Colla polvere così ottenuta s'empie la cavità d'un grosso cilindro di ghisa, ed ivi si comprime fortissimamente per mezzo d'un torchio a vite e di uno stantuffo di acciaio, che si applica esattamente alla cavità del cilindro. Ciò fatto, si cava fuori la spugna di platino diggià divenuta compatta, ma tuttavia spezzabile sotto il martello, s' introduce in un forno da porcellana, ed ivi si lascia esposta ad una temperatura altissima per lo spazio di un giorno e mezzo. Dopo questo trattamento il platino è diventato malleabile, e non abbisogna di altro per esser lavorato.

Per favorire la soluzione del minerale nell' acqua regia, Hess consiglia di fonderlo prima col doppio o col triplo del suo peso di zinco, di polverizzare la lega ottenuta, che è fragilissima, e di trattarla prima con acido solforico diluito, poi con un acido più concentrato, che disciolgono lo zinco e la maggior parte del ferro. Riscaldando il residuo con acido nitrico, si discioglie il rame ed il piombo con qualche traccia di palladio, restando allo stato insolubile una polvere metallica, che contiene tutto il platino, e si discioglie con grandissima facilità nell'acqua regia.

Protossido di platino = PtO — Non si è ancora ottenuto che combinato coll' acqua. L' idrato di protossido di platino è nero; quando si riscalda perde l'acqua e nel tempo stesso l' ossigeno. Molti acidi lo disciolgono colorandosi in verde. Si prepara trattando colla potassa caustica il protocloruro di platino.

Biossido = PtO^2 — Si ottiene decomponendo parzialmente il nitrato di platino colla soda caustica, o facendo bollire il bicloruro di platino con una soluzione di potassa caustica, finchè il doppio cloruro che sulle prime si precipita, siasi ridisciolto nel liquido alcalino, dopo di che si precipita il biossido di platino per mezzo dell'acido acetico.

Allo stato d'idrato è giallo, come l'idrato di sesquiossido di ferro precipitato coll'ammoniaca. Moderatamente riscaldato, perde prima l' acqua e diventa anidro, poscia l'ossigeno. Gli acidi vi si combinano facilmente, producendo de' sali gialli o rossi. Si discioglie nella potassa e nella soda caustica formando de'sali solubili, che secondo Fremy, cristallizzano coll'evaporazione del liquido. Il biossido di platino si può per conseguenza riguardare come un acido, che si combina ancora con le basi terrose, formando de'composti insolubili.

Platino fulminante — S'ottiene precipitando con ammoniaca il solfato di platino, e facendo bollire il precipitato con una soluzione di soda caustica.

È una polvere di color bruno carico, solubile nell'acido solforico, insolubile negli acidi nitrico e idroclorico diluiti. Il gas acido idroclorico trasforma lentamente questo composto in un cloruro doppio di platino e d'ammonio. Non esplode colla percussione; ma riscaldato ad una temperatura di 204° circa, produce una detonazione fortissima. La composizione di questo corpo non è ben conosciuta.

Protosolfuro di platino = PtS — È grigio e d'aspetto metallico. Si può preparare per via umida, decomponendo il protocloruro di platino con un solfoidrato alcalino.

Bisolfuro $= PtS^2$ — Si ottiene decomponendo coll'idrogeno solforato una soluzione del doppio cloruro di platino e di sodio.

Questo solfuro è nero; esposto allo stato umido in contatto dell'aria, ne attira l'ossigeno e si trasforma in solfato, per cui bisogna disseccarlo nel vuoto della macchina pneumatica. Riscaldato in vasi chiusi, perde la metà del solfo che contiene, e si trasforma in protosolfuro. È solubile nelle soluzioni degli alcali e de'solfuri alcalini, coi quali si combina formando de'solfosali.

Protocloruro $= PtCh$ — È una polvere di color grigio verdastro, insolubile nell'acqua, e decomponibile al calor rosso. Gli acidi nitrico e solforico non vi hanno azione. L'acido idroclorico concentrato lo discioglie coll'aiuto del calore, formando un liquido di color rosso. Questo cloruro si combina facilmente coi cloruri alcalini, formando de'composti cristallizzati.

Si prepara evaporando a secco una dissoluzione di platino nell'acqua regia, e riscaldando il residuo ad una temperatura di 200 gradi, finchè non si sviluppi più cloro.

Bicloruro $= PtCh^2$ — Si prepara evaporando a secco una soluzione di platino nell'acqua regia. Se si concentra semplicemente il liquido, si formano de'cristalli rossi, che sono la combinazione mentovata di bicloruro di platino ed acido idroclorico. Magnus ammette inoltre una combinazione di protocloruro e bicloruro di platino, cioè un cloroplatinato di platino.

Allo stato anidro il bicloruro di platino è di color bruno nerastro, di sapore stittico e disgustoso; col riscaldamento perde del cloro, trasformandosi successivamente in protocloruro ed in platino metallico. L'acqua e l'alcole lo disciogliono con facilità, ed il liquido è di colore aranciato o rosso, a seconda del grado di concentrazione. Combinandosi coll'acido idroclorico, forma un composto che cristallizza facilmente. Il bicloruro di platino si combina colla maggior parte degli altri cloruri metallici, formando de'composti ben definiti ed il più delle volte cristallizzati, che i Chimici chiamano *cloroplatinati*.

Fosfuro — Il platino ha una grandissima tendenza a combinarsi col fosforo, talchè per preparare questo fosfuro basta riscaldare fortemente la spugna di platino, e com'è rovente, gittarvi sopra de'pezzetti di fosforo.

Il fosfuro di platino è di color bianco argentino, fragile, cristallino nella frattura, e più fusibile dell'argento.

Composti ammoniacali del platino — Gli ossidi ed i cloruri di platino hanno una tendenza marcatissima a formare coll'ammoniaca dei composti dotati di grande stabilità; ma siccome l'ammoniaca ed il composto platinico si disfanno nell'atto della reazione, essi non somministrano che gli elementi necessarii alla formazione del nuovo prodotto, nel quale per conseguenza non sono più riconoscibili i caratteri de'corpi generatori. Le combinazioni degli ossidi di platino coll'ammoniaca si combinano direttamente cogli acidi, formando de'sali ben caratterizzati, e si separano intatte dalle combinazioni saline, per l'azione di basi più energiche. Esse per conseguenza hanno maggiore anologia cogli al-

caloidi della chimica organica che colle basi minerali, per cui preferiamo rimettere il loro esame alla chimica organica.

PALLADIO

Wollaston scoprì questo metallo nel 1803 in una sabbia di platino del Brasile. Se ne trova pure, sebbene in quantità piccolissima, nel seleniuro di piombo dell'Harz.

Estrazione — Da alcuni anni in qua pervengono in Europa alcune sabbie aurifere del Brasile che contengono 5 o 6 per 100 di palladio, che da quel tempo in poi è divenuto più comune che prima non era. Da queste sabbie aurifere si estrae prima tutto l'oro che contengono, e poi come prodotto secondario si ottiene il palladio. A tale oggetto, si fa fondere il minerale con argento e con nitro, in modo da ottenere una lega, che contenga il quarto del suo peso di oro puro; si fa digerire questa lega con acido nitrico diluito, ed in tal modo si separa l'oro, che resta inattaccato, ed allo stato polveroso. Versando nell'acqua madre una soluzione di sal marino, si precipita tutto l'argento allo stato di cloruro. Il liquido decantato contiene i nitrati di rame, di palladio, di piombo e di ferro; immergendo nella soluzione qualche lastra di zinco, i metalli disciolti si precipitano. Si discioglie il precipitato nell'acido nitrico, e si decompone la soluzione con ammoniaca in eccesso, che precipita il piombo ed il ferro allo stato di ossidi. Finalmente versando acido idroclorico nella soluzione ammoniacale, che contiene il rame ed il palladio, si forma un precipitato di doppio cloruro di palladio e di ammonio, dal quale si ottiene il palladio purissimo per mezzo della calcinazione.

Per separare il palladio dalla soluzione del minerale di platino, di cui si è fatto menzione alla pag. 457, dopo di averne precipitato la più gran parte del platino per mezzo del cloruro d'ammonio, si procede nel modo seguente: Si rende da prima acida la soluzione, aggiungendovi dell'acido idroclorico, indi si precipitano i metalli disciolti per mezzo del ferro o dello zinco. Si fa digerire il precipitato con acido idroclorico, si lava bene con acqua, e finalmente si discioglie nell'acqua regia: la soluzione che contiene dell'iridio, del rodio, del palladio, del rame ed un poco di platino, viene prima di tutto saturata, il più esattamente possibile, con carbonato di soda, e poi precipitata col cianuro di mercurio. Il precipitato bianco verdastro che si ottiene è costituito da cianuro di palladio mescolato con una piccola quantità di cianuro di rame. Per separarne quest' ultimo metallo, si calcina il precipitato all'aria libera, si discioglie il residuo metallico nell'acqua regia, si aggiunge del cloruro di potassio alla soluzione e si evapora a secco. Riducendo il residuo in polvere finissima, e trattando quest' ultima a più riprese coll'alcole, il cloruro di rame si discioglie, e resta indisciolto il doppio cloruro di potassio e di palladio, che calcinato in un cro-

giuolo di porcellana, sia solo, sia mescolato con sale ammoniaco, si decompone, sicchè trattando la massa calcinata con acqua bollente, si ottiene come residuo il palladio ridotto.

Proprietà — Il palladio è bianco, duro e malleabilissimo. La densità del metallo fuso è di 11,3. Non si può fonderlo in altra guisa, che esponendolo all'azione del cannello a gas ossidrogeno. Come viene riscaldato in presenza dell'aria, si oscura alla superficie ed acquista una tinta azzurrastra. Se quest'effetto dipende da un'ossidazione, la quantità d'ossigeno che si fissa sul metallo è così piccola, che non è sensibile alla bilancia, come afferma Berzelius. Il palladio si discioglie coll'aiuto del calore nell'acido nitrico, nell'acido solforico e nell'acido idroclorico concentrati, e l'acqua regia l'attacca con grande energia. Di tutti i metalli conosciuti è quello che ha maggiore affinità per il cianogeno.

Secondo Gustavo Rose, il palladio è un corpo dimorfo, cristallizzando ora in cubi, ora in tavole esagone. La prima delle due forme s'incontra più spesso nel palladio del Brasile, l'altra predomina in quello dell'Harz.

Protossido di palladio = PdO — È nero, e richiede una temperatura elevata per decomporsi in gas ossigeno ed in metallo; ma l'idrogeno ed il carbone lo riducono facilmente. Combinandosi coll'acqua, forma un idrato di color rosso bruno.

L'ossido anidro si prepara calcinando a dolce calore il nitrato di palladio. L'idrato si ottiene decomponendo un sale di palladio con un carbonato alcalino.

Biossido = PdO^2 — Quest'ossido non si è potuto ancora ottenere, che combinato colla potassa. Si prepara versando della potassa caustica sul composto di bicloruro di palladio e cloruro di potassio. Il prodotto per il colore somiglia moltissimo alla terra di Colonia, e contiene dell'acqua in combinazione. Col riscaldamento perde quest'acqua e divien nero, sviluppando nel tempo stesso del gas ossigeno con tanta violenza, che produce una specie di esplosione.

Protosolfuro = PdS — È una sostanza di color bruno, che calcinata in contatto dell'aria, assorbe ossigeno, e si trasforma in una polvere rossa, che è il solfato di palladio.

Si può ottenere tanto riscaldando col solfo il metallo, quanto precipitando coll'idrogeno solforato un sale di protossido di palladio.

Protocloruro = $PdCh$ — È una sostanza cristallina di color bruno carico, la quale col riscaldamento divien nera ed anidra.

Si ottiene sciogliendo il palladio nell'acido idroclorico mescolato a piccola quantità di acido nitrico, ed evaporando la soluzione.

Bicloruro = $PdCh^2$ — Disciogliendo il protocloruro di palladio secco nell'acqua regia, si ottiene una soluzione di color bruno carico quasi nero, che appena si tenta di concentrarla, sviluppa gas cloro, e si converte in protocloruro. Per la qual cosa il bicloruro di palladio è conosciuto soltanto allo stato di soluzione.

Si distingue dal protocloruro, perchè forma col cloruro di potassio un precipitato rosso, mentre il primo, o non precipita punto, o dà

un precipitato giallo, quando la soluzione è molto concentrata. Il bromuro, l'ioduro ed il fluoruro non sono ancora conosciuti.

Protocianuro $= Pd(C^2Az)$ — Si ottiene trattando un sale neutro di palladio con cianuro di mercurio.

Bicianuro $= Pd(C^2Az)^2$ — Si può ottenere, facendo digerire a dolce calore il doppio cloruro di palladio e di potassio $= KCh + PdCh^2$ in una soluzione di cianuro di mercurio.

RODIO

Il rodio venne scoperto da Wollaston nel 1803 nella miniera di platino, verso lo stesso tempo in cui questo Chimico trovò il palladio, e Descotils l'iridio.

Il metallo che prendiamo a descrivere non s'incontra che nella miniera di platino, della quale forma appena 4 millesimi. Solamente la miniera d'Antiochia in Colombia ne contiene 3 centesimi circa.

Estrazione — Il rodio si estrae dall'acqua madre, da cui è stato precipitato il platino col cloruro d'ammonio, ed il palladio col cianuro di mercurio. A tal fine si versa dell'acido idroclorico nel liquido, per decomporre il cianuro di mercurio rimastovi in eccesso, si evapora a secco, e sul residuo si versa dell'alcole, il quale discioglie tutto, tranne il doppio cloruro di rodio e di sodio. Riscaldando quest'ultimo composto in una corrente di gas idrogeno, il rodio si riduce allo stato metallico. In ultimo si tratta la massa con acqua, che discioglie il cloruro di sodio e lascia il metallo.

Proprietà — Il rodio in polvere ha un color bianco grigiastro, e somiglia al platino per l'aspetto esterno; in massa è bianco argentino, durissimo e fragile. Dopo l'iridio, è il meno fusibile di tutti i metalli conosciuti: la fiamma del cannello a gas ossidrogeno basta appena a rammollirlo. La sua denistà è di 10,64.

Questo metallo non si discioglie negli acidi, e l'acqua regia stessa non vi ha azione alcuna. Ciò non ostante, se si fa fondere insieme col platino, col bismuto, col rame, col piombo, si può disciogliere compiutamente la lega ottenuta, trattandola coll'acqua regia.

Protossido di rodio $= RO$ — Sebbene il protossido di rodio non sia stato ottenuto allo stato libero, pare tuttavia che esso esista in combinazione col sesquiossido nel composto, che si ottiene calcinando fortemente il metallo in polvere all'aria libera.

Sesquiossido $= R^2O^3$ — Riscaldando il rodio in polvere colla potassa caustica e con un tantino di nitro in un crogiuolo d'argento, e lavando il prodotto, prima con acqua calda, poscia con acido solforico debole, per togliere le ultime vestigia dell'alcali adoperato, si ottiene l'idrato di sesquiossido di rodio in polvere di color grigio verdastro. L'ossido idrato si prepara, versando una soluzione di carbonato di potassa sul doppio cloruro di rodio e di potassio, ed evaporando il miscuglio.

Il protossido ed il sesquiossido di rodio si combinano insieme in

molte proporzioni, e formano varii ossidi salini rappresentati nella loro composizione dalle formule $RO+R^2O^3$; $2RO+R^2O^3$; $3RO+R^2O^3$.

Sesquisolfuro $= R^2S^3$ — Si può preparare tanto per via secca, riscaldando solfo e metallo, quanto per via umida, precipitando coll'idrogeno solforato una soluzione del doppio cloruro di rodio e di sodio. È di color grigio azzurro, dotato di splendore metallico, fragile, fusibile, ed indecomponibile per l'azione del calore, purchè durante il riscaldamento venga preservato dal contatto dell'aria.

Protocloruro $= RCh$ — Disciogliendo nell'acido idroclorico un ossido salino di rodio, si forma del sesquicloruro che si discioglie nel liquido, e del protocloruro che si precipita. È di color grigio rossastro, insolubile nell'acqua, negli alcali e negli acidi.

Sesquicloruro $= R^2Ch^3$ — Non cristallizza, è di color bruno quasi nero, e di sapore astringente e metallico. Riscaldato, lascia sviluppare tutto il cloro che contiene, e si riduce allo stato metallico. La sua soluzione acquosa è di un bel color rosso. Questo cloruro, combinandosi coi cloruri alcalini, forma de' composti cristallizzati di color rosso. Si ottiene dal doppio cloruro di rodio e potassio, decomponendolo coll'acido idrofluosilicico.

IRIDIO

Tennant scoprì questo metallo contemporaneamente all'osmio nell'osmiuro d'iridio. Fa parte ancora del minerale di platino.

Estrazione — Trasformato l'osmiuro d'iridio ne'doppi cloruri d'osmio e di ammonio, e d'iridio e d'ammonio, col metodo di Fremy, che abbiamo descritto parlando dell'osmio (v. pag. 396), e separato il composto d'iridio per mezzo dell'acido solforoso, si fa cristallizzare, e poscia si decompongono i cristalli, calcinandoli in una corrente di gas idrogeno. L'iridio ridotto conserva la forma cristallina del doppio cloruro adoperato.

Proprietà — L'iridio si presenta in forma di polvere grigia, che somiglia moltissimo alla spugna di platino; siccome coll'azione del calore non si fonde, nè si rammollisce in modo da potersi saldare, non ancora si è potuto ottenere l'iridio allo stato compatto. Di tutti i metalli conosciuti è il meno fusibile, talchè non si altera alla fiamma del cannello a gas ossidrogeno. Solo Children assicura di averlo fuso in un globetto bianco e risplendentissimo, ma tuttavia poroso, esponendo il metallo all'azione d'una poderosissima corrente elettrica. La sua densità è di 15,683.

L'iridio precedentemente calcinato non si altera all'aria, nè a freddo, nè a caldo; ma il metallo ridotto col gas idrogeno ad un temperatura non molto elevata, si ossida sensibilmente quando si calcina in contatto dell'aria. Questo metallo non è attaccato da nessun acido, e nemmeno dall'acqua regia; ma quando è allegato col platino, l'acqua regia discioglie non solo il platino, ma anche l'iridio. Riscaldato in contatto del nitro o degli alcali caustici, si ossida, ed il cloro lo converte in protocloruro.

PROTOSSIDO D'IRIDIO $=$ IrO — Quest'ossido forma coll'acqua un idrato di color grigio verdastro, molto voluminoso, e solubile negli acidi. L'ossido anidro all'opposto è inattaccabile dagli acidi, è nero, e non si decompone coll'azione del calore; ma se si riscalda in una corrente di gas idrogeno, si riduce facilmente allo stato metallico.

Si prepara decomponendo la soluzione del doppio cloruro d'iridio e di potassio per mezzo d'un carbonato alcalino.

SESQUIOSSIDO $= Ir^2O^3$ — Allo stato anidro è una polvere nera, che riscaldata si decompone parzialmente, trasformandosi in protossido, e viene ridotta allo stato metallico dal gas idrogeno. Riscaldato leggermente col fosforo, col solfo, col carbone ec., produce una forte esplosione. Gli acidi non hanno azione su quest'ossido; gli alcali al contrario vi si combinano, producendo delle soluzioni di color bruno.

Per prepararlo, si riscalda in un crogiuolo d'argento al calor rosso nascente, un miscuglio di una parte del composto di sesquicloruro d'iridio e protocloruro di potassio, e due parti di carbonato di potassa. Si lava la massa con acqua, la quale discioglie il cloruro di potassio e l'eccesso del carbonato, lasciando il sesquiossido d'iridio.

Il sesquiossido d'iridio forma anch'esso un idrato, che si precipita versando della potassa o della soda in una soluzione del doppio cloruro anzidetto. Se invece di potassa o di soda, si versa ammoniaca, si precipita una polvere esplosiva, la quale ritiene in combinazione l'ammoniaca, o almeno i suoi elementi.

BIOSSIDO $= IrO^2$ — Versando della potassa caustica in una soluzione di sesquicloruro d'iridio, sulle prime non si forma precipitato di sorta; ma se si riscalda il liquido in contatto dell'aria, esso prende un colore azzurro d'indaco, assorbe dell'ossigeno, e precipita del biossido d'iridio idrato $= IrO^2+2HO$ di colore azzurro carico.

TRIOSSIDO $= IrO^3$ — Quest'ossido, che sarebbe più ragionevole chiamare *acido iridico*, è pochissimo conosciuto, ed è problematico se sia stato ancora isolato. Precipitando per mezzo di un alcali una soluzione di tricloruro d'iridio $IrCh^3$, si deposita una sostanza verdastra, che ritiene dell'alcali in combinazione.

SOLFURI — Se ne ammettono quattro, un protosolfuro, un sesquisolfuro, un bisolfuro ed un trisolfuro. Si ottengono tutti decomponendo con idrogeno solforato i corrispondenti cloruri.

PROTOCLORURO $=$ IrCh — È una polvere leggiera, di color verde olivastro scuro, insolubile nell'acqua, e decomponibile ad un'alta temperatura. Si prepara riscaldando la polvere d'iridio al calor rosso scuro in una corrente di gas cloro.

SESQUICLORURO $= Ir^2Ch^3$ — È una sostanza di color bruno carico traente al giallo, deliquescente ed incristallizzabile. Si prepara disciogliendo il sesquiossido nell'acido idroclorico, ed evaporando la soluzione a secchezza.

Se si versa del nitrato d'argento nelle soluzioni de' cloruri di platino, d'iridio, di rodio, di rutenio, si precipita del cloruro d'argento misto al cloruro del metallo disciolto. Tale reazione è soprattutto no-

tevole nel caso dell'iridio, ed è considerata da Claus come uno de' caratteri più distintivi di questo metallo. Il precipitato che il nitrato d'argento forma col sesquicloruro d'iridio è fioccoso ne' primi momenti, e di colore azzurro d'indaco, ma dopo poche ore si scolora intieramente. È insolubile nell'acqua e negli acidi, pochissimo solubile nell'ammoniaca, ed ha per formula $3AgCh + IrCh^3$

Bicloruro $= IrCh^2$ — Ha presso a poco i caratteri del composto precedente, e si ottiene disciogliendo nell'acqua regia l'iridio estremamente diviso, o uno de'suoi ossidi, al calore dell'ebollizione.

Tricloruro $= IrCh^3$ — Se si tratta coll' acqua regia molto concentrata un ossido, o un cloruro qualunque d'iridio, si forma del tricloruro, che resta disciolto nel liquido; ma siccome tale composto cede molto facilmente una porzione di cloro, e si trasforma in bicloruro, bisogna che il liquido non venga riscaldato al di là di 40° o 50°. La soluzione di questo corpo è di color bruno quasi nero, e si decompone col riscaldamento.

Tutti questi cloruri d'iridio si combinano facilissimamente coi cloruri alcalini, formando de' cloruri doppi.

RUTENIO

Il rutenio scoperto in questi ultimi anni da Claus, fa parte del minerale di platino e dell'osmiuro d'iridio, che talvolta ne contiene 5 o 6 per 100.

Questo metallo ha la più grande analogia coll' iridio, col quale per molto tempo è stato confuso. La sua densità è di 8,6; è quasi infusibile, fragile, ed è appena attaccato dall'acqua regia.

Estrazione — Per ottenere il rutenio, si polverizza l'osmiuro d'iridio, si mescola la polvere ottenuta con circa la metà del suo peso di sal marino, s'introduce il miscuglio in un tubo di porcellana, che si fa arroventare fortemente, e nel tempo stesso vi si fa passare una corrente di gas cloro. Trattando con acqua il prodotto raffreddato, si ottiene un liquido di color rosso, nel quale, dopo di averlo riscaldato a 50° circa, si versa qualche goccia d' ammoniaca: il precipitato rosso scuro che si forma è il sesquiossido di rutenio, che ritiene dell' ossido d'osmio. Trattando questo precipitato con acido nitrico bollente, l' osmio si converte in acido osmico, che si volatilizza. Si calcina il residuo insolubile con un miscuglio di nitro e di potassa caustica in un crogiuolo d'argento per un' ora circa, si discioglie il prodotto nell'acqua spogliata da ogni traccia d'aria per mezzo dell'ebollizione, e si lascia riposare il liquido per lo spazio di circa 12 ore in una boccia smerigliata, per preservarlo dall'azione dell'aria. Decantando la soluzione, che è di color giallo aranciato, e saturando l'alcali con acido nitrico, si precipita una polvere nera vellutata, che è il sesquiossido di rutenio, dal quale si ottiene facilmente il metallo, riscaldandolo in contatto del gas idrogeno.

Questo metallo forma coll'ossigeno tre ossidi e un acido.

Protossido di rutenio $= RuO$ — Riscaldando un miscuglio di pro-

tocloruro di rutenio e di carbonato di soda in un' atmosfera di acido carbonico, e lavando il prodotto con acqua, resta allo stato insolubile il protossido di rutenio.

Quest' ossido è di color grigio scuro, e dotato di splendore metallico; gli acidi non lo disciolgono, e l'idrogeno lo riduce, anche all'ordinaria temperatura.

Sesquiossido = Ru^2O^3 — Si ottiene nel modo che già abbiamo descritto, parlando della preparazione del metallo. È insolubile nelle soluzioni alcaline; ma solubile negli acidi, che colora in giallo.

Biossido = RuO^2 — Facendo bollire con acido nitrico il solfuro di rutenio, si ottiene una soluzione gialla di solfato di biossido di rutenio, che decomposta per mezzo di un alcali, precipita il biossido.

Quest' ossido è di colore azzurro verdastro e di apparenza metallica.

Acido rutenico = RuO^3 — Calcinando uno degli ossidi precedenti col nitro, si forma del rutenato di potassa; ma se si tratta con un acido la soluzione di questo sale, l'acido rutenico, che divien libero, si decompone in ossigeno che si sviluppa, ed in biossido che si precipita.

Solfuri — Si conosce un sesquisolfuro di questo metallo, che si prepara facendo passare dell' idrogeno solforato in una soluzione di sesquicloruro di rutenio.

Cloruri — Il protocloruro di rutenio è nero, cristallino, insolubile nell'acqua e negli acidi, e si ottiene facendo arroventare il metallo in una corrente di gas cloro. Il sesquicloruro è deliquescente e solubile nell'alcole. Il bicloruro non è stato ottenuto allo stato libero, ma si conosce in combinazione col cloruro di potassio.

SALI

DE' SALI IN GENERALE

Abbiamo veduto in varie occasioni che i corpi acidi si combinano facilmente cogli ossidi metallici basici, per formare de' composti definiti, ed il più delle volte cristallizzati, che in chimica si chiamano *sali*. Partendo da questo dato, Lavoisier diede de'sali la seguente definizione: *Un sale è un corpo formato dalla combinazione di un acido con una base, in cui le proprietà dell' acido e della base si trovano più o meno neutralizzate.* La stessa definizione è stata adottata dai Chimici moderni; ma le idee che attualmente si hanno circa gli acidi o le basi sono ben diverse da quelle che si avevano ai tempi di Lavoisier. Per acidi e per basi s' intendono oggigiorno non solo le combinazioni de' radicali metalloidi o metallici coll' ossigeno, ma benanche quelle di questi stessi radicali col solfo, col selenio e col tellurio; di modo che si ammettono quattro famiglie di acidi: gli *ossiacidi*, i *solfoacidi*, i *seleniacidi*, ed i *telluriacidi*, e quattro famiglie di basi, cioè le *ossibasi*, le *solfobasi*, le *selenibasi*, e le *telluribasi*. Oltre a ciò, conosciamo degli acidi d'un tipo totalmente diverso, i quali derivano dalla combinazione dell'idrogeno coi corpi semplici del secondo gruppo (cloro, bromo, iodo, fluore), e sono conosciuti in chimica col nome d'*idracidi*. Per formarsi idee chiare intorno ai sali, bisogna prima di tutto esaminare il modo di agire degli acidi e delle basi spettanti a ciascuna di queste categorie.

Se si mette un ossiacido in contatto con un' ossibase, entrambi allo stato anidro, i due corpi si combinano integralmente, ed il composto che nasce dalla loro unione contiene tutti gli elementi riuniti dell' ossiacido e dell'ossibase adoperati: così l' acido solforico SO^3 combinandosi colla barite BaO, forma il solfato di barite $=BaO+SO^3$; l'acido carbonico CO^2 combinandosi colla calce CaO, forma il carbonato di calce $=CaO+CO^2$. Se invece si adopera un ossiacido idrato, l'ossido metalli-

scludere da questa classe di composti de' corpi, come i cloruri, i bromuri, gl'ioduri ed i fluoruri, i quali somigliano ai primi per tutti i caratteri. Se invece si tien conto di questa somiglianza, e si trascura la composizione, bisognerà accettare nella stessa classe de'corpi che si riferiscono a due tipi differentissimi. In tale alternativa alcuni Chimici hanno adottato la prima, altri la seconda maniera di vedere. Fra gli ultimi soprattutto è da citarsi Berzelius, il quale distingue i sali in *sali amfidi* ed in *sali aloidi*. I primi risultano dalla combinazione degli acidi colle basi, e si suddividono in ossisali, solfosali, selenisali e tellurisali. I secondi sono le combinazioni binarie de' metalli coi corpi semplici del secondo gruppo, cloro, bromo, iodo, fluore.

La distinzione introdotta nella scienza dall' illustre Chimico svedese, mentre sanziona la differenza di sopra stabilita, non toglie l'ostacolo che impedisce di fondere i due gruppi in un solo; e resta sempre da spiegare, perchè le combinazioni binarie de' metalli coi corpi alogeni somigliano tanto alle combinazioni degli acidi colle basi, colle quali non hanno nulla di comune dal lato della composizione.

Per fare sparire questa anomalia, non sono mancate nella scienza delle ipotesi più o meno ingegnose tendenti a provare che tanto i sali aloidi, quanto i sali amfidi si possono ridurre allo stesso tipo di composizione; e per conseguire lo scopo si sono tenute due vie diametralmente opposte. Gli uni hanno sostenuto che i sali aloidi si possono riguardare come sali amfidi; gli altri invece che i sali amfidi si devono considerare come sali aloidi. I primi ammettono che gl'idracidi si combinano direttamente cogli ossidi, come fanno gli ossiacidi, e che la doppia decomposizione ha luogo soltanto quando si evapora il liquido, e si riduce il composto allo stato secco; di guisa che que'corpi che allo stato solido sono cloruri, bromuri, ioduri, fluoruri, disciogliendosi nell'acqua, diverrebbero idroclorati, idrobromati, idroiodati, idrofluati. Secondo questa maniera di vedere, un cloruro che ha per formula MCh, disciolto nell' acqua, si appropria un equivalente d'idrogeno ed un equivalente di ossigeno, e diviene MO+HCh. Ma questa teorica non può dimostrarsi per mezzo di esperienze dirette, e d'altronde è pochissimo probabile. Difatti, poichè coteste soluzioni si possono evaporare, anche a bassissime temperature, e ciò non ostante il residuo dell'evaporazione si trova sempre allo stato di cloruro, di bromuro ec., e non già d' idroclorato, d' idrobromato, è poco probabile che nel liquido si trovava in quest' ultimo stato, attesochè bisognerebbe ammettere che le affinità, che ritengono l'idrogeno e l'ossigeno chimicamente combinati col cloro e col metallo, sono così deboli, che la sola tensione del vapore aqueo all' ordinaria temperatura basta per superarle. D'altronde questa teorica non si potrebbe applicare che ai cloruri, bromuri, ioduri e fluoruri solubili: i composti insolubili, non potendo mai diventare idroclorati, idrobromati ec., sarebbero per conseguenza esclusi dai sali; d'onde nascerebbe questa assurdità, che alcuni soltanto di tali composti sarebbero sali, altri no. Per tutte queste ragioni, ed altre ancora che ci asterremo dal riferire, la

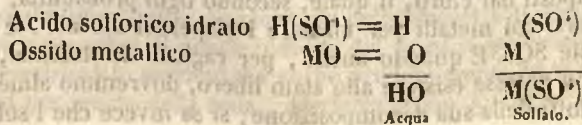
teorica in quistione è stata abbandonata già da gran tempo, sicchè oggigiorno non è più seguita da nessun Chimico.

Molto più ingegnosa è l'ipotesi emessa da Davy, colla quale ha cercato di provare che tutti i sali si posson riguardare come sali aloidi, e che per conseguenza i sali amfidi, nel senso che viene attribuito a questa parola, non esistono. Per quanto strana possa sembrare a primo aspetto questa sentenza, altrettanto meditandola, si trova profonda ed ingegnosa, ond'è che sebbene oggigiorno sia quasi intieramente abbandonata, ci fermeremo alcun poco ad esaminarla, e per essere più chiari nell'esposizione, applicheremo la dottrina del Chimico inglese alla costituzione molecolare dell'acido solforico e de' solfati.

Davy ammette nell'acido solforico idrato e ne'solfati un radicale composto $= SO^4$ analogo al cianogeno, il quale rispetto all'idrogeno ed ai metalli farebbe lo stesso ufficio de' corpi alogeni. Per conseguenza l'acido solforico idrato sarebbe un idracido analogo all'acido idrocianico, ed i solfati sarebbero de'sali aloidi analoghi ai cianuri metallici. Gli uni e gli altri non differirebbero dall'acido idroclorico, idrobromico ec. e dai cloruri, bromuri corrispondenti, che nell'avere per radicale de'corpi composti, mentre i radicali di questi ultimi sono de' corpi semplici, come si può dedurre dal seguente confronto:

HCh. . .	Acido idroclorico	MCh. . . .	Cloruri
$H(C^2Az)$.	Acido idrocianico	$M(C^2Az)$. .	Cianuri
$H(SO^4)$. .	Acido solforico idrato	$M(SO^4)$ . .	Solfati.

L'acido solforico anidro SO^3, che noi ammettiamo combinato coll'acqua basica nell'acido solforico idrato, e cogli ossidi metallici nei solfati ordinarii, non sarebbe un acido, secondo la teorica di Davy, e per provarlo egli ricorda che tale composto allo stato libero non arrossa la carta tinta colla laccamuffa, non corrode i tessuti organici, e manca di tutti i caratteri che distinguono gli acidi liberi, il che non dovrebbe accadere, se fosse un acido per se stesso. L'acidità è in questa ipotesi il carattere distintivo delle combinazioni dell'idrogeno coi corpi alogeni semplici o composti, quindi non possono esservi acidi non idrogenati. Il composto SO^3 acquista i caratteri degli acidi tutte le volte che si combina coll'acqua, perchè in tal caso, assimilandosi prima un equivalente di ossigeno, si converte nel radicale composto SO^4, il quale dal suo canto, combinandosi coll'idrogeno, forma l'idracido $H(SO^4)$, che nel linguaggio ordinario chiamasi *acido solforico idrato*. Quest'ultimo si conduce cogli ossidi metallici precisamente come gl'idracidi, cioè dà luogo ad una doppia decomposizione, formando acqua ed un sale aloide:

Acido solforico idrato	$H(SO^4) =$	H	(SO^4)
Ossido metallico	$MO =$	O	M
		HO Acqua	$M(SO^4)$ Solfato.

Esposti sommariamente i principii della Teorica di Davy, passeremo a farne l'applicazione ai generi principali, ed acciò si possa meglio intendere in che cosa differisce da quella di Lavoisier, modificata a seconda dello stato attuale della scienza, scriveremo in ambi i modi le formule degli acidi idrati e de'sali:

	Teorica di Lavoisier.	Teorica di Davy.
Acido idroclorico	HCh	HCh
Cloruri	MCh	MCh
Acido solforico idrato	$HO+SO^3$	$H(SO^4)$
Solfati	$MO+SO^3$	$M(SO^4)$
Acido ossalico idrato	$HO+C^2O^3$	$H(C^2O^4)$
Ossalati	$MO+C^2O^3$	$M(C^2O^4)$
Acido azotico	$HO+AzO^5$	$H(AzO^6)$
Azotati	$MO+AzO^5$	$M(AzO^6)$
Acido clorico	$HO+ChO^5$	$H(ChO^6)$
Clorati	$MO+ChO^5$	$M(ChO^6)$
Acido fosforico idrato	$3HO+PO^5$	$H^3(PO^8)$
Fosfati	$3MO+PO^5$	$M^3(PO^8)$
——	$HO,2MO+PO^5$	$HM^2(PO^8)$
——	$MO,2HO+PO^5$	$MH^2(PO^8)$
Acido pirofosforico idrato	$2HO+PO^5$	$H^2(PO^7)$
Pirofosfati	$2MO+PO^5$	$M^2(PO^7)$
——	$MO,HO+PO^5$	$MH(PO^7)$
Acido metafosforico idrato	$HO+PO^5$	$H(PO^6)$
Metafosfati	$MO+PO^5$	$M(PO^6)$

La teorica di Davy stabilisce un intimo legame tra la composizione de'sali aloidi e quella de' sali amfidi, tra gl' idracidi e gli ossiacidi, e spiega in un modo sodisfacente le analogie che si osservano tra queste due classi di composti. Secondo tale teorica difatti, tutti gli acidi sarebbero degl'idracidi, tutti i sali de' sali aloidi, anzi non vi sarebbero sali, e que' composti che nel modo attuale di vedere sono considerati come tali, sarebbero semplicemente delle combinazioni binarie de' metalli coi radicali metalloidi semplici, o composti. Ma non ostante questo vantaggio, non è possibile adottarla nello stato attuale, senza andare incontro a gravissime difficoltà, fra le quali non è di lieve momento quella di esser costretti ad ammettere una moltitudine di radicali composti tutti ipotetici; e se realmente questi radicali esistessero, non s'intenderebbe perchè nessuno di essi è stato ancora isolato. D'altra parte se i solfati fossero, come si è detto, delle combinazioni de' metalli col radicale composto SO^4, non si vede ragione perchè questi sali non sarebbero decomposti dal cloro, il quale, secondo ogni probabilità, dovrebbe combinarsi coi metalli per formare i rispettivi cloruri, e scacciare il radicale SO^4. E quando anche, per ragioni di stabilità, il radicale SO^4 non potesse esistere allo stato libero, dovremmo almeno ottenere i prodotti della sua decomposizione; si sa invece che i solfati non

vengono alterati dal cloro, sicchè per intendere questo risultato, dovremmo ammettere che il radicale SO^4 ha per i metalli un' affinità superiore a quella del cloro stesso, il che è contrario a tutte le analogie; mentre il cloro decompone non solo i cianuri, ma benanche le combinazioni de' metalli cogli altri alogeni semplici.

Per conseguenza nello stato attuale della chimica il miglior partito ci sembra quello di escludere dalla classe de' sali le combinazioni de' metalli coi corpi alogeni, riserbando il nome di sali ai soli sali amfidi di Berzelius. Ciò posto, riguarderemo come sali le sole combinazioni degli acidi colle basi; ma per acidi e per basi intenderemo, non solo le combinazioni de' radicali coll' ossigeno, ma benanche quelle che formano col solfo, col selenio e col tellurio. Ammessa questa definizione de'sali, passeremo ad esaminare in qual rapporto gli acidi si combinano con le basi, per neutralizzarsi scambievolmente; ma pria di tutto è necessario di ben precisare che cosa i Chimici intendono per *neutralità*.

Neutralità—Gli acidi hanno, come tante volte si è detto, la proprietà di mutare in rosso il colore azzurro di certa materia colorante di natura organica, che chiamasi *laccamuffa*, della quale si fa grande uso in chimica, come reagente per iscoprire gli acidi liberi. Gli alcali invece non alterano il colore della ridetta sostanza nel suo stato naturale; ma quando è stata precedentemente arrossata per mezzo di un acido, essi fanno sparire il color rosso, e ristabiliscono il colore azzurro primitivo. Per bene intendere questo modo di agire degli acidi e degli alcali, e per potere assegnare a tal carattere il suo giusto valore, bisogna premettere che la materia colorante azzurra della laccamuffa è una specie di combinazione salina formata da una sostanza di color rosso e funzionante da acido, combinata con un alcali; e questa sostanza, che è rossa allo stato libero, forma cogli alcali de'sali di colore azzurro. Gli acidi saturando l'alcali della laccamuffa, ne scacciano la materia rossa, che divenuta libera, riprende il suo color naturale. Gli alcali invece, incontrando la materia rossa allo stato libero, vi si combinano, formando un composto azzurro. Premesse queste brevi nozioni, esaminiamo i fenomeni che si producono per l' azione scambievole degli acidi e delle basi.

Quando si versa un alcali, p. e. una soluzione di potassa nell' acido solforico diluito, l' acido perde a poco a poco i suoi caratteri distintivi e l' alcali egualmente, sicchè si arriva ad un limite, che chiamasi *neutralità*, in cui il liquido misto non arrossa più la tintura di laccamuffa azzurra, come faceva l' acido solforico, nè rende azzurra quella arrossata da un acido, come faceva la potassa, sebbene la soluzione contenga potassa ed acido solforico nel tempo stesso. Evaporando il liquido fino a secchezza, si ottiene cristallizzato del solfato di potassa, e facendo l' analisi del prodotto, vi si trovano 117,8 di potassa per 100 di acido solforico. Se nel fare l'esperienza precedente, si eccede anche di poco quest'ultimo limite, impiegando delle quantità di potassa o di acido solforico maggiori di quelle indicate dai numeri precedenti, il miscuglio acquisterà le reazioni del corpo predominante. Se si salifica l'acido nitrico per mezzo della soda, si riproducono gli stessi fenomeni; ma

per ottenere in questo caso una perfetta neutralità, per ogni 100 parti di acido nitrico si richiedono 57,40 di soda. Da tutto ciò si deduce che gli acidi e gli alcali, combinandosi gli uni cogli altri in certi rapporti, che variano a seconda de' corpi adoperati, producono de' composti incapaci di alterare il colore della laccamuffa, ed i sali che presentano questo carattere si chiamano *sali neutri*.

Talvolta un acido può formare parecchi sali, combinandosi in diverse proporzioni colla stessa base, ed allora uno de' composti è neutro, e propriamente quello, in cui non si osservano reazioni acide, nè alcaline; gli altri si chiamano *sali acidi* o *sali basici*, a seconda che predominano i caratteri dell'acido o quelli della base. Così se si riscalda un miscuglio a parti eguali di solfato neutro di potassa e di acido solforico concentrato, finchè siasi evaporato l'eccesso dell'acido, si ottiene un altro solfato di potassa diverso dal primo, il quale arrossa fortemente la tintura di laccamuffa, e per la stessa quantità di potassa contiene una quantità di acido solforico precisamente doppia di quella contenuta nel sale neutro. Questo sale, che i Chimici chiamano con ragione *bisolfato di potassa,* secondo il principio di sopra stabilito, sarebbe un sale acido. Nulladimeno l'azione de' sali sui reagenti colorati è un carattere troppo fallace per poter contare sulle sue indicazioni, e se volessimo farne un applicazione generale, il più delle volte saremmo indotti in errore. E difatto i corpi che si combinano perdono i loro caratteri distintivi in un modo tanto più perfetto per quanto maggiore è il grado di affinità che hanno l' uno per l' altro. Di qui avviene che quando si combinano un acido ed una base, dotati entrambi di grande energia, il composto che nasce da tale unione non ha caratteri acidi, nè alcalini; ma se un acido energico si combina con una base debole, il composto avrà reazioni acide. I solfati neutri di potassa, di soda, di calce, di litina non alterano il colore della laccamuffa, perchè l'alcali contenuto in quest' ultima sostanza non è una base abbastanza energica per decomporre il solfato, combinandosi coll' acido solforico; e quando anche ciò avvenisse, la potassa, la soda, la calce, la litina messe in libertà, si combinerebbero colla sostanza rossa della laccamuffa per formare un corpo azzurro, sicchè la tintura vegetabile sarebbe decomposta, ma ciò non ostante il prodotto sarebbe anch'esso di colore azzurro. Al contrario i sali solubili di rame, di zinco, di ferro ec., qualunque sia la quantità di base che racchiudono, hanno sempre reazioni acide, perchè sono decomposti dall'alcali della laccamuffa che mette in libertà gli ossidi di rame, di zinco, di ferro, i quali non si combinano colla sostanza rossa, per formare un composto azzurro. Per conseguenza le basi che rendono azzurro il color rosso della laccamuffa, combinandosi cogli acidi forti, formano de' sali che hanno reazioni neutre; e viceversa le basi che allo stato libero non son capaci di mutare in azzurro il color rosso della laccamuffa, combinandosi cogli acidi, formano de'sali dotati di reazione acida. Per ragioni della stessa natura i sali che contengono una base energica, come sarebbe la potassa, la soda ec., ed un acido debole, come l'acido carbonico, l'acido borico, l'acido solforoso, manifestano reazioni alcaline. Sicche

per istabilire la neutralità de' sali, bisogna nella più gran parte de' casi lasciarsi guidare da altre considerazioni, e poichè i dati forniti dall'azione de'reagenti sono incerti, il partito più sicuro sarà quello di attenersi alla composizione.

Abbiamo già veduto che se con 100 parti di acido solforico si mescolano 117,8 parti di potassa, si forma un sale che sulle materie coloranti non agisce più, nè come la potassa, nè come l'acido solforico. Impiegando altre basi diverse dalla potassa, si arriva allo stesso risultato; ma per saturare la stessa quantità di acido solforico, si richiedono 77,5 parti di soda; 36,3 di litina; 70 di calce ec. Ora se si fa astrazione dal radicale metallico contenuto nelle suddette quantità di basi, e si prende in considerazione soltanto l'ossigeno, si arriva alla conseguenza importante, che 117,8 di potassa, 77,5 di soda, 36,3 di litina, 70 di calce contengono esattamente la stessa quantità di ossigeno, cioè 20 parti. D'altronde 100 parti di acido solforico racchiudono 40 di solfo e 60 di ossigeno; sicchè ne'solfati delle basi precedentemente enumerate l'ossigeno dell' acido sta a quello della base in un rapporto costante, cioè come 60 : 20, ossia come 3 : 1. Generalizzando queste considerazioni, si ammette per analogia, che anche in quei casi in cui la neutralità non può dimostrarsi per mezzo de' reagenti colorati, si debbano riguardare come neutri que' solfati, in cui l'ossigeno dell'acido e quello della base stanno nello stesso rapporto di 3 : 1.

Se colle stesse basi che di sopra abbiamo citate, si satura una quantità determinata di un altro acido, p. e. 100 parti di acido nitrico, che contengono 74,05 di ossigeno, si trova che per ottenere una neutralizzazione perfetta, si richiedono 87,26 di potassa, 57,40 di soda, 26,90 di litina, 51,85 di calce. Ora tutte queste basi racchiudono la stessa quantità di ossigeno, cioè 14,81; per conseguenza paragonando ne' nitrati neutri l'ossigeno dell'acido con quello della base, si ha la seguente proporzione; 74,05 : 14,81 :: 5 : 1. D'onde si trae la conseguenza, che ne'nitrati neutri l'ossigeno dell'acido è esattamente quintuplo di quello della base.

Queste stesse considerazioni potendosi applicare a tutti gli altri acidi, ne risulta una legge della più grande importanza stabilita da Berzelius, la quale si potrebbe enunciare così: *Ne'sali neutri formati dallo stesso acido, l'ossigeno dell'acido sta a quello della base in un rapporto costante, ed indipendente dalla natura della base e dall'azione che il sale spiega sui reagenti colorati.* Secondo tale principio il solfato di rame, sebbene dotato di reazione acida molto pronunziata, teoricamente si deve riguardare come un sale neutro, difatti 100 parti di tale composto sono formate da

50,27 di acido solforico, che contengono 30,09 di ossigeno, e da
49,73 di ossido di rame, che contengono 10,03 di ossigeno.

Siccome, 30,09 : 10,03 :: 3 : 1, ne conseguita che nel solfato di rame l'ossigeno dell'acido solforico sta a quello dell'ossido di rame :: 3 : 1, cioè nello stesso rapporto che nel solfato di potassa, nel solfato di soda e negli altri sali che non hanno azione sulle materie coloranti.

Ne'casi finora esaminati, siccome un equivalente di acido solforico racchiude 3 equivalenti di ossigeno, e le basi di cui abbiamo fatto menzione sono de'protossidi metallici del tipo MO, è chiaro che il rapporto di 3 : 1 trovato tra l'ossigeno dell'acido e quello della base, indica dei composti che contengono un equivalente di acido solforico ed un equivalente di base monossida $= MO + SO^3$. Lo stesso può dirsi delle combinazioni dell'acido nitrico coi protossidi metallici, in cui il rapporto dianzi ammesso di 5 : 1 indica egualmente delle combinazioni di un equivalente di acido con uno di base $= MO + AzO^5$. Quindi parrebbe si potesse stabilire come regola generale, che quando un acido ed una base si combinano nel rapporto di un equivalente ad un equivalente, il prodotto della combinazione è un sale neutro, ed in tal caso la legge di Berzelius sarebbe una conseguenza necessaria di quest'altra; difatti se la formula de'solfati neutri è $MO + SO^3$, è evidente che l'ossigeno contenuto in SO^3 è triplo di quello di MO; parimente se i nitrati neutri hanno per formula $MO + AzO^5$, è chiaro che AzO^5 contiene cinque volte più ossigeno di MO. Ma lo stesso ragionamento non si potrebbe applicare indistintamente a tutti i sali, mentre vi ha degli acidi che per formare un sale neutro, prendono più equivalenti di base, e vi ha all'incontro delle basi che saturano più equivalenti di acido. Quindi sul numero degli equivalenti di acido e di base che si combinano non si può stabilire nessuna regola generale, ed il solo criterio che rimane, è il rapporto costante tra l'ossigeno dell'acido e quello della base ne' sali dello stesso acido.

Suppongasi ora che per salificare l'acido solforico, invece di basi monosside, s'impieghi dell'allumina o del sesquiossido di ferro, cioè delle basi che contengono 3 equivalenti di ossigeno, si otterranno in tal caso de' solfati, che per un equivalente di sesquiossido metallico racchiudono 3 equivalenti di acido solforico, sicchè il nuovo prodotto sarà rappresentato dalla formula $M^2O^3 + 3SO^3$. E poichè l'ossigeno di $3SO^3 = S^3O^9$ è triplo di quello di M^2O^3, è chiaro che anche in questo caso si verifica la legge stabilita da Berzelius. Combinando coll'acido solforico un biossido basico, come p. e. il biossido di molibdeno MoO^2, o quello di Vanadio VO^2, si forma un solfato della formula $MO^2 + 2SO^3$, e siccome $2SO^3 = S^2O^6$ contiene 3 volte più ossigeno di MO^2, si ha anche in questo caso una conferma della legge generale, cioè l'ossigeno dell'acido sta all'ossigeno della base nel rapporto di 3 : 1. Ciò che si è detto dell'acido solforico si può applicare all'acido nitrico ed a qualunque altro acido, di modo che avendo trovato ne'nitrati neutri delle basi monosside che l'ossigeno dell'acido sta a quello della base come 5 : 1, lo stesso rapporto s'incontrerà ne' nitrati che hanno per base un sesquiossido o un biossido. Nel primo caso la formula del sale sarà $M^2O^3 + 3AzO^5$, nel secondo $MO^2 + 2AzO^5$. Quindi si deduce che i protossidi metallici saturano un solo equivalente di acido, i biossidi due, i sesquiossidi tre, e che in ogni caso il potere saturante delle basi è in ragion diretta della quantità di ossigeno che esse contengono.

Finora ci siamo esclusivamente occupati degli acidi, che per formare

un sale neutro, prendono un solo equivalente di base, e che per tal ragione si chiamano *acidi monobasici*; ma ve ne sono ancora di quelli che saturano due, tre o più equivalenti di base, e sono conosciuti in chimica coi nomi di *acidi bibasici*, *tribasici*, o in generale *polibasici*. L'acido fosforico, pirofosforico, fosforoso, ossiiodico ci hanno già offerto degli esempi di questo genere fra'composti metalloidici, e fra'composti metallici abbiamo veduto che l'acido metastannico e certe modificazioni dell'acido tunstico si conducono anch'esse come acidi polibasici.

Molte volte riesce difficile stabilire se un acido è monobasico o polibasico, e difatti l'acido solforico, l'acido carbonico, l'acido ossalico, che abbiamo annoverati fra gli acidi monobasici, sono da qualche Chimico riguardati come acidi bibasici, e questa maniera di vedere presenta grandissime probabilità in suo favore. Una tal quistione, com'è naturale, non si può decidere per mezzo dell'analisi, attesocchè moltiplicando per 2 per 3 per 4 ec. una formula qualunque, il rapporto trai componenti non varia. Quindi noi non possiamo decidere se la formula de'solfati neutri è $MO+SO^3$, $2MO+S^2O^6$, $3MO+S^3O^9$ ec. e per conseguenza se l'acido solforico è monobasico, bibasico, tribasico ec.; e se preferiamo la formula $MO+SO^3$, riguardandolo come acido monobasico, è perchè questa è la più semplice espressione a cui si può ridurre la composizione di un solfato, senza alterare il rapporto che esiste fra'suoi componenti.

Solo in un caso si può stabilire con certezza che un acido è polibasico, ed è quando ne'sali che forma, l'ossigeno dell'acido non è un multiplo dell'ossigeno della base, come p. e. si osserva ne'fosfati e ne'pirofosfati. Il pirofosfato di soda ha per formula $2NaO+PO^5$ e contiene in 100 parti:

$$\text{Soda} \ldots\ldots\ldots 46{,}62 = \begin{cases} \text{Ossigeno} & 12{,}03 \\ \text{Sodio} & 34{,}59 \end{cases}$$

$$\text{Acido pirofosforico } 53{,}38 = \begin{cases} \text{Ossigeno} & 30{,}07 \\ \text{Fosforo} & 23{,}31. \end{cases}$$

Dividendo l'ossigeno dell'acido pirofosforico per quello della soda, si avrà $\frac{30{,}07}{12{,}03} = 2{,}5$; il che significa che la quantità di acido pirofosforico che si combina ad un equivalente di soda racchiude $2\frac{1}{2}$ equivalenti di ossigeno; e siccome nelle combinazioni chimiche non si ammettono frazioni di equivalenti, ne conseguita che l'acido pirofosforico non può riguardarsi come acido monobasico.

Ne'sali degli acidi polibasici, spesso la base è parzialmente sostituita dall'acqua, che ne fa le veci, ed allora il sale possiede reazioni acide. Spesso ancora, invece di una sola base, il sale ne contiene due e talvolta anche tre; ma questi casi di combinazione non si possono ritenere come caratteristici degli acidi polibasici, e la costituzione molecolare de'sali a più basi si può spiegare egualmente riguardandoli come sali

doppi. L'esistenza di un bisolfato di potassa non è per conseguenza una prova incontrastabile della *polibasicità* dell'acido solforico, potendosi riguardare tale composto, tanto come il sale di un acido bibasico, in cui metà della base sarebbe costituita dall'acqua, e metà dalla potassa, quanto come un sale doppio risultante dalla combinazione del solfato di potassa col solfato d' acqua. Nella prima ipotesi la formula di questo sale si scriverebbe $KO,HO+S^2O^6$, nella seconda KO,SO^3+HO,SO^3. Allo stesso modo si può riguardare il solfato di potassa e di magnesia, tanto come il sale d' un acido bibasico, in cui un equivalente di base è costituito dalla potassa, l'altro dalla magnesia, quanto come una combinazione di solfato di potassa con solfato di magnesia; ed a seconda che si adotta la prima o l'ultima maniera di vedere, la sua formula sarà $KO,MgO+S^2O^6$, ovvero KO,SO^3+MgO,SO^3. Le combinazioni inorganiche prestandosi all' una come all' altra interpetrazione, non permettono di decidere in ciascun caso speciale quale de' due modi di vedere è da preferirsi, fuori de'casi analoghi a quello dell'acido pirofosforico precedentemente considerato; ma ne'composti organici gli acidi formano degli aggruppamenti del tutto diversi, a seconda che sono monobasici, o polibasici; sicchè nella più gran parte de'casi si può facilmente conoscere se spettano all' una o all' altra categoria. Partendo da tali considerazioni, si trova che gli acidi solforico, solforoso, ossalico, carbonico ed altri ancora, che in chimica minerale siamo abituati a considerare come monobasici, nelle combinazioni organiche, si conducono come acidi polibasici; ma lo sviluppo che sarebbe necessario per render chiaro tale concetto, ci menerebbe troppo lontani dal soggetto che stiamo trattando, e le considerazioni generali che bisognerebbe premettere, richiedono la conoscenza di alcune dottrine di chimica organica, a cui non possiamo supporre preparata la mente de'giovani per cui è scritto questo libro.

Da quanto sinora si è detto si raccoglie che esistono degli acidi monobasici, bibasici, tribasici, polibasici, e delle basi, che per analogia si potrebbero chiamare *monoacide*, *biacide, triacide.* Quanto agli acidi la quantità di base che saturano, o come in altri termini dicesi la *capacità di saturazione*, non si può determinare che per mezzo dell' esperienza; ma il rapporto stabilito per un sale rimane costante in tutti gli altri sali dello stesso acido: così avendo trovato che l' acido fosforico forma con una base un sale tribasico, si può prevedere che negli altri fosfati si troveranno 3 eq. di base per 1 di acido, e che per conseguenza tra l'ossigeno dell' acido e quello della base vi sarà sempre il rapporto di 5 : 3. Quanto alle basi, si può stabilire che il potere saturante risiede nell'ossigeno e non già nel metallo; di modo che rappresentano tanti equivalenti di base monossida per quanti equivalenti di ossigeno esse contengono. In ogni caso, qualunque sia la capacità di saturazione dell'acido, qualunque la composizione ed il potere saturante della base, tra l' ossigeno dell' uno e l' ossigeno dell' altra esiste un rapporto invariabile per i sali dello stesso acido, come si può dedurre dalla tavola seguente, in cui abbiamo ridotto a poche formule generali i principali casi

di combinazione che si verificano fra gli acidi e le basi :

Sali degli acidi monobasici

L'ossigeno dell' acido all' ossigeno della base : : n : 1

$HO + RO^n$	Acido idrato
$MO + RO^n$	Sale di protossido
$M^2O^3 + 3RO^n$	Sale di sesquiossido
$MO^2 + 2RO^n$	Sale di biossido

Sali degli acidi bibasici

L' ossigeno dell' acido all' ossigeno della base : : n : 2

$2HO + RO^n$	Acido idrato
$2MO + RO^n$	Sale di protossido
$MO,HO + RO^n$	Sale acido di protossido
$MO,\mathit{MO} + RO^n$	Sale a due basi
$2M^2O^3 + 3RO^n$	Sale di sesquiossido
$MO^2 + RO^n$	Sale di biossido.

Sali degli acidi tribasici

L' ossigeno dell' acido all' ossigeno della base : : n : 3

$3HO + RO^n$	Acido idrato
$3MO + RO^n$	Sale neutro di protossido
$HO,2MO + RO^n$	Sali acidi di protossido
$MO,2HO + RO^n$	Sali acidi di protossido
$\mathit{MO},2MO + RO^n$	Sale a due basi
$\mathit{MO},MO,MO + RO^n$	Sale a tre basi
$M^2O^3 + RO^n$	Sale di sesquiossido
$3MO^2 + 2RO^n$	Sale di biossido.

COMBINAZIONI DE' SALI COLL' ACQUA

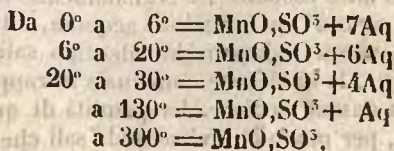
ACQUA DI CRISTALLIZZAZIONE — Abbiamo già veduto che gli acidi e le basi, combinandosi in certi rapporti, si saturano scambievolmente, sicchè le loro affinità rispettive sembrano del tutto sodisfatte ; nondimeno i composti che risultano da tale unione possono contrarre delle nuove combinazioni con altre sostanze , e segnatamente coll' acqua. I sali che cristallizzano in seno d' una soluzione acquosa, oltre l'acido e la base , che sono gli elementi indispensabili del tipo salino , contengono spesse volte dell' acqua, la quale vi è combinata in rapporti equivalenti, e si chiama *acqua di cristallizzazione*. La quantità di quest' acqua varia colla natura del sale, per modo che vi sono de' sali che non ne conten-

gono punto, mentre ve ne ha di quelli che ne prendono quantità differentissime, e variabili anche nello stesso sale, a seconda della temperatura del liquido nell' atto che cristallizza.

L' acqua di cristallizzazione è in generale ritenuta da affinità debolissime, talchè riscaldando un sale cristallizzato alla temperatura di 100° o di 120°, l' acqua si separa ed il sale resta allo stato anidro. Spesso ancora il sale perde l'acqua di cristallizzazione a temperature molto più basse; così il solfato di soda cristallizzato, che ha per formula $NaO,SO^3 + 10Aq$, diventa anidro a 33°. Alcuni sali perdono porzione dell' acqua che contengono, anche all' ordinaria temperatura, quando si lasciano esposti nel vuoto della macchina pneumatica, o anche all'aria libera. In tal caso i cristalli perdono la loro naturale trasparenza, e si riducono in polvere, fenomeno che è conosciuto in chimica col nome di *efflorescenza* ed i sali in cui si manifesta si dicono *sali efflorescenti.*

Un sale cristallizzato che contiene più equivalenti d' acqua di cristallizzazione, non li ritiene tutti con egual forza e però esposto all'aria, all' azione del vuoto o di un grado non molto forte di calore, spesso ne lascia sviluppare una porzione, ritenendone un'altra, la quale dal suo canto si sviluppa ad una temperatura più elevata. Di qui avviene che spesso un sale può formare varii composti a proporzioni definite, i quali differiscono, e per la quantità di acqua che racchiudono, e per il diverso grado di affinità con cui quest' acqua vi è ritenuta. Abbiamo già accennato che il solfato di soda cristallizzato diventa anidro quando si riscalda ad una temperatura maggiore di 33°; se si fa cristallizzare questo sale in un liquido caldo, si osserva che i cristalli che si formano ad una temperatura maggiore della sovraindicata sono parimente anidri, mentre quelli che si formano a temperature inferiori a 33° contengono dell' acqua di cristallizzazione; inoltre queste due specie di cristalli differiscono per la forma cristallina. Si può adunque stabilire che il solfato di soda è anidro alle temperature maggiori di 33°, ed è invece idrato alle temperature inferiori a quest' ultimo limite.

Il solfato di manganese ci offre una dimostrazione più convincente di questa legge. Questo sale cristallizza da 0° a 6° con 7 equivalenti d'acqua di cristallizzazione, ed ha per formula $MnO,SO^3 + 7Aq$; ma questi 7 equivalenti d' acqua non hanno lo stesso grado di affinità per il sale; di modo che riscaldandolo a temperature gradatamente crescenti, esso perde diverse quantità di acqua, a seconda del grado di calore impiegato, e lascia per residuo de'composti formati in proporzioni atomiche, che dentro certi limiti non si decompongono, come si deduce dalle formule sottoindicate:

Da 0° a 6° = $MnO,SO^3 + 7Aq$
6° a 20° = $MnO,SO^3 + 6Aq$
20° a 30° = $MnO,SO^3 + 4Aq$
a 130° = $MnO,SO^3 + Aq$
a 300° = MnO,SO^3.

Facendo cristallizzare il sale a temperature comprese ne'limiti preindicati, il prodotto conterrà precisamente la quantità d'acqua, che a quel grado di calore potrà ritenere senza decomporsi. Per conseguenza cristallizzando da 0° a 6°, il solfato di manganese avrà per formula MnO,SO^3+7Aq; da 6° a 20° MnO,SO^3+6Aq; da 20° a 30° MnO,SO^3+4Aq. Quindi si deduce che facendo variare la temperatura d'una soluzione salina nell' atto che cristallizza, si ottiene un prodotto, ora anidro, ora idrato e combinato a diverse quantità d' acqua di cristallizzazione. Estendendo a tutti gli altri sali questo stesso principio, se ne potrebbe probabilmente dedurre un'altra conseguenza, vale a dire che tutti i sali si possono combinare coll' acqua, cristallizzando ad una temperatura conveniente; ma per alcuni la combinazione non potendo aver luogo che a temperature molto basse, e non avendo nessun mezzo per farli cristallizzare in tali condizioni, perchè l'acqua si solidifica a 0°, non si possono ottenere combinati coll'acqua. Secondo questa maniera di vedere, il solfato di potassa, il nitrato di potassa ed altri sali, che siamo abituati a riguardare come assolutamente anidri, ci si presentano in tale stato, perchè perdono la loro acqua di cristallizzazione a temperature inferiori a quella, in cui si congelerebbe la soluzione salina. In conferma di ciò si può citare come esempio il cloruro di sodio, che all' ordinaria temperatura cristallizza in cubi perfettamente anidri, mentre se si raffredda la soluzione a 10 o 15 gradi sotto 0°, si ottengono de' prismi esagoni, che racchiudono dell'acqua combinata. Egualmente il bromuro di sodio, che alle temperature maggiori di +20° cristallizza in cubi anidri, al di sotto di questo limite cristallizza in tavole esagone, che contengono 4 equivalenti d' acqua di cristallizzazione.

Acqua basica — Quando un sale perde l' acqua di cristallizzazione che contiene, sia per l' azione del calore, sia per l' esposizione all'aria o nel vuoto pneumatico, il prodotto non resta alterato nelle sue proprietà; sottoposto all'azione degli agenti chimici, presenta le stesse reazioni di prima, e disciolto nell' acqua e fatto cristallizzare di nuovo, riprende esattamente quella stessa quantità di acqua che aveva perduto colla disseccazione. Ciò fa vedere che l'acqua di cristallizzazione de'sali non fa parte essenziale del composto, di modo che si può togliere o aggiungere, senza che le proprietà di quelli restino modificate. Vi sono per altro de' casi in cui non si può espellere tutta l' acqua che un sale contiene, senza che la sua costituzione molecolare resti profondamente alterata, e con essa i caratteri più essenziali del composto; ma quando questo caso si presenta, l'acqua forma parte essenziale del tipo salino, e vi esercita un ufficio molto più importante, talchè non si può riguardare come acqua di cristallizzazione. Il fosfato di soda ordinario contiene 25 equivalenti d'acqua, ed ha per formula $2NaO+PO^5+25Aq$. Riscaldato alla temperatura di 100°, esso perde 24 equivalenti di quest'acqua, ritenendone uno solo, e non subisce nessun cambiamento nelle sue proprietà; difatti il nitrato neutro d'argento vi spiega, tanto dopo, quanto prima la stessa azione caratteristica, di cui abbiamo già parlato (V. pag. 197). Inoltre se si discioglie nell'acqua, e si fa nuovamente

cristallizzare, riprende esattamente i 24 equivalenti d'acqua, che aveva perduto. Ma se si riscalda alla temperatura del calor rosso nascente il sale parzialmente desidratato, si sviluppa ancora l'ultimo equivalente d'acqua, e nel tempo stesso il sale acquista nuovi caratteri totalmente diversi da quelli di prima; e se in tale stato si fa cristallizzare nuovamente nell'acqua, il prodotto che si ottiene differisce dal sale primitivo per i caratteri, per la forma cristallina e per la quantità d'acqua di cristallizzazione. Ciò conduce naturalmente ad ammettere che nel fosfato di soda ordinario i 25 equivalenti d'acqua sono contenuti in due stati diversi: 24 equivalenti vi fanno l'ufficio d'acqua di cristallizzazione, ma il venticinquesimo tiene il luogo di base, facendo le veci di un ossido metallico, ed è essenziale alla costituzione del sale, che per conseguenza bisogna rappresentare colla formula razionale $(HO,2NaO+PO^5)+24Aq$.

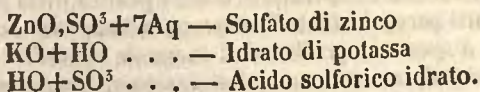
L'acqua per conseguenza funziona non solo da acqua di cristallizzazione, ma anche da base. In quest'ultimo stato si trova ritenuta da affinità molto più forti, sicchè non si separa dalle sue combinazioni che a temperature molto elevate, ed in alcuni casi tale separazione è impossibile, senza che l'acido si decomponga. Gli acidi idrati ordinarii, come l'acido solforico, l'acido nitrico, l'acido fosforico, ec., sono de' veri sali, in cui l'ossido d'idrogeno tiene il luogo di una base monossida, o ciò che vuol dire lo stesso, l'idrogeno sostituisce il metallo in rapporti equivalenti. Di qui avviene che alcuni metalli, come il ferro e lo zinco, immersi nella soluzione di un acido idrato, vi si disciolgono con abbondante sviluppo di gas idrogeno, appunto come tuffati nella soluzione di un sale di rame o di piombo, vi si disciolgono egualmente, precipitandone i rispettivi metalli. Per questa stessa ragione gli ossidi metallici, che hanno per gli acidi più affinità dell'acqua, scacciano quest'ultima, e si combinano coll'acido in sua vece, mentre gli ossidi più deboli, come p. e. quelli di mercurio e di bismuto, presentano un fenomeno inverso, ed i loro sali vengono precipitati dall'acqua. D'onde si può trarre la conseguenza, che in moltissime combinazioni saline l'acqua si conduce come una base e l'idrogeno come un metallo.

Acqua acida — Allo stesso modo che certi ossidi debolmente basici funzionano, ora da basi rispetto agli acidi, ora da acidi rispetto alle basi, anche l'acqua è capace di esercitare questo doppio ufficio. Quindi spesso si combina cogli ossidi metallici, formando de' composti salini, che in Chimica sono conosciuti col nome d'*idrati*. Nella più gran parte de'casi l'acqua di quest'idrati si separa alla temperatura di 100°, ond'è che decomponendo una soluzione salina per mezzo della potassa o della soda, l'ossido metallico che vi è contenuto si precipita allo stato anidro, se si fa uso di una soluzione bollente, mentre invece si ottiene allo stato d'idrato, se si fa l'esperienza all'ordinaria temperatura. Questo fenomeno è visibilissimo coi sali di rame, in cui la base ha un colore diverso, a seconda che è anidra o idrata, e però a caldo si ottiene un precipitato nero, a freddo un precipitato di color ceruleo.

Quando l'idrato ha per base un ossido dotato di forte affinità per gli acidi, non si decompone che ad una temperatura moltó elevata: così

gl'idrati di calce e di stronziana hanno bisogno di esser fortemente arroventati, e gl'idrati di potassa, di soda, di litina, di barite, non cedono l'acqua al più forte grado di calore che si può ottenere. Ma per quanto grande sia l'affinità di una base per l'acqua, essa è sempre inferiore a quella degli acidi più deboli, ond'è che mentre resiste all'azione delle più alte temperature, non vi è acido che non basti a superarla. Però se sull'idrato di potassa o di soda si fa passare dell'acido carbonico, dell'acido solforoso ec., si forma un carbonato o un solfito, e l'acqua viene eliminata, anche senza il soccorso del riscaldamento.

L'acqua per conseguenza si trova ne'sali in tre stati: 1° come acqua di cristallizzazione; 2° come base; 3° come acido. I Chimici hanno adottato tre notazioni diverse per distinguere questi stati particolari. L'acqua di cristallizzazione si esprime col simbolo empirico Aq. L'acqua acida o basica si rappresenta colla formula HO; ma nel primo caso segue, nel secondo precede la formula della base o dell'acido con cui è combinata, come negli esempi seguenti:

ZnO,SO^3+7Aq — Solfato di zinco
$KO+HO$ . . . — Idrato di potassa
$HO+SO^3$ . . . — Acido solforico idrato.

Proprietà — I sali sono tutti solidi all'ordinaria temperatura, e quasi tutti cristallizzano solidificandosi. Il loro colore varia a seconda dell'acido e della base, che racchiudono: in generale gli ossidi e gli acidi senza colore producono combinandosi, de'sali parimente scoloriti.

Certi sali sono solubilissimi nell'acqua, mentre ve ne ha degli altri che si disciolgono in piccola proporzione, e taluni, che sono affatto insolubili. In generale sono più o meno solubili:

1° Tutti i sali, la cui base è in tutto o in parte sostituita dall'acqua, purchè l'acido che contengono non sia per se stesso insolubile.

2° Tutti i sali che hanno per base la potassa, la soda o l'ammoniaca.

3° Gli azotati, gl'ipofosfiti e i ditionati, senza eccezione.

4° I clorati ed i bromati, tranne quelli di sottossido di mercurio.

Sono per l'opposto insolubili:

1° I sali che contengono una quantità di base maggiore di quella contenuta ne'sali neutri corrispondenti.

2° Tutti i silicati, tranne quelli di soda e di potassa, che contengono un eccesso di base alcalina.

3° I borati ed i carbonati, ad eccezione di quelli di potassa, di soda, di litina e di ammoniaca.

4° I fosfati e gli arseniati, tranne quelli di potassa, di soda, d'ammoniaca e di magnesia.

5° Gl'iodati e gli arseniti, tranne quelli di potassa, di soda e di ammoniaca.

6° Finalmente tutti i sali che hanno per base l'ossido di piombo, eccettuati quelli che sono compresi ne'generi solubili di sopra enumerati, cioè l'azotato, l'iposolfito, il ditionato, il clorato ed il bromato.

La quantità di ciascun sale, che ad una determinata temperatura si può disciogliere in una data quantità d'acqua, è costante ed invariabile, di maniera che la soluzione una volta saturata, non può disciogliere altra quantità dello stesso sale; ma se si riscalda ad una temperatura maggiore di quella a cui era stata saturata la prima volta, il suo potere dissolvente diviene maggiore, sicchè acquista la proprietà di disciogliere una nuova dose dello stesso sale, e continuando a riscaldare, si osserva che la solubilità va progressivamente aumentando; ma per ciascuna temperatura vi è un limite che non si può oltrepassare. A questa regola fanno eccezione alcuni sali, che si disciolgono in egual proporzione nell'acqua a qualunque temperatura, come p. e. il solfato di calce, ed altri sali della stessa base, che si disciolgono in maggiore abbondanza nell'acqua fredda che nell'acqua calda; però le soluzioni sature di molti sali a base di calce s'intorbidano col riscaldamento, ed una certa quantità del sale disciolto si precipita.

La conoscenza della quantità massima di ciascun sale, che l'acqua può disciogliere a ciascuna temperatura, è nella pratica della più grande importanza; difatti parecchi metodi di preparazione sono fondati su questo principio, e spesso si profitta dell'ineguale solubilità de'sali per separarli, quando si trovano mescolati insieme. Quindi sono state costruite delle tavole, che indicano la solubilità relativa de' sali a diverse temperature. Il miglior metodo per rendere evidenti le relazioni che esistono tra la solubilità e la temperatura, è quello immaginato da Gay-Lussac, il quale consiste nel rappresentare graficamente tali relazioni per mezzo di curve, le quali hanno per ascisse le temperature, e per ordinate le quantità massime di ciascun sale che si disciolgono in 100 p. d'acqua. Nella tav. XI si potrà vedere un'applicazione di questo metodo ai sali che si adoperano più comunemente in Chimica e nelle arti. Per conoscere immediatamente qual'è la solubilità d'un sale ad una data temperatura, basterà osservare nella tavola precedentemente citata qual'è l'ordinata che concorre al punto d'intersezione dell'ascissa colla curva che rappresenta la solubilità. Applicando questo metodo all'azotato di barite, si osserva che la linea di solubilità di questo sale e l'ascissa, ossia linea verticale corrispondente alla temperatura di 0°, s'incontrano nel punto ove concorre l'ordinata, ossia linea orizzontale 5, il che indica che a 0°, 100 parti d'acqua disciolgono 5 parti di azotato di barite. Parimente si vede che l'ascissa 5 ha per ordinata 6, che l'ascissa 10 ha per ordinata 7, il che significa che 100 parti d'acqua alla temperatura di 5° disciolgono 6 parti, ed alla temperatura di 10°, 7 parti dello stesso composto.

Abbiamo veduto che quando un acido si combina con una base, spariscono i caratteri generici dell'uno e dell'altro: così combinando l'acido solforico colla potassa in un certo rapporto, restano distrutte le reazioni che caratterizzano l'acido solforico come acido, e la potassa come base. Ciò non ostante i caratteri specifici rimangono inalterati, talmente che nel solfato di potassa si osservano riunite le reazioni che distinguono l'acido solforico dagli altri acidi, cioè quella di precipitare i sali di ba-

rite solubili, e la reazione che distingue la potassa dalle altre basi, cioè quella di dare col bicloruro di platino un precipitato giallo. La prima di tali proprietà si trova ancora ne'solfati di tutte le altre basi, la seconda in tutti i sali di potassa. Per conseguenza conoscendo i caratteri distintivi degli acidi e delle basi principali, si conoscerà implicitamente la parte più importante della storia de' composti che nascono dalla loro combinazione. Indicheremo brevemente le proprietà caratteristiche di ciascun acido e di ciascuna base.

REAZIONI DEGLI ACIDI

Solfati — L'acido solforico ed i solfati solubili danno coi sali di barite un precipitato bianco insolubile nell'acqua e negli acidi, che è un solfato di barite.

I solfati che sono insolubili nell'acqua e negli acidi, fusi con carbonato di soda, si convertono in solfato di soda solubile, mentre la base del solfato si trasforma in carbonato insolubile.

Se si fonde un solfato con un miscuglio di carbonato di soda e di carbone sopra un filo sottile di platino alla fiamma interna del cannello, l'acido solforico viene ridotto, e si ottiene un solfuro di sodio, che si riconosce facilmente dall'odore d'idrogeno solforato, che tramanda quando si bagna il saggio con un acido. Per maggior sicurezza si può collocare il saggio sopra una carta inzuppata nell'acetato di piombo, ovvero sopra una lamina d'argento; bagnandolo in tale stato con acqua, o meglio con acido acetico o idroclorico, si vedrà apparire una macchia nera sulla carta o sulla lamina metallica. Bisogna per altro avvertire che questo carattere è comune a tutti i corpi che contengono solfo.

Solfiti — Trattati con un acido, come sarebbe a modo d'esempio l'acido solforico, sviluppano acido solforoso, riconoscibile dal suo odore. Trattati col cloro ovvero coll'acido nitrico, si convertono in solfati.

Iposolfiti — Decomposti per mezzo di un acido, sviluppano acido solforoso, come fanno i solfiti; ma dopo qualche istante si forma un deposito di solfo.

Ditionati — Calcinati in vasi chiusi, sviluppano acido solforoso, lasciando per residuo un solfato. Versando dell'acido solforico nelle soluzioni di questi sali, non si sviluppa odore sensibile; ma riscaldando la soluzione, si fa sentire un odore distintissimo di acido solforoso proveniente dalla decomposizione dell'acido ditionico.

Seleniati — Coi sali di barite solubili si conducono come i solfati, formando un precipitato bianco di seleniato di barite, il quale è insolubile, come il solfato della stessa base. Riscaldati con acido idroclorico, sviluppano gas cloro, e l'acido selenico che racchiudono si trasforma in acido selenioso.

Seleniti — Si distinguono dai seleniati, perchè fatti bollire coll'acido idroclorico, non si alterano e non sviluppano traccia di cloro. Trattati con una soluzione di acido solforoso, ovvero con un solfito alcalino, al quale si aggiunga dell'acido idroclorico, l'acido selenioso che conten-

gono si riduce, e si precipita del selenio in polvere tenuissima di color rosso cinabro, che resta per molto tempo sospesa nel liquido.

Riscaldando un selenito allo stato solido in una piccola storta con sale ammoniaco, l'acido selenioso si riduce, e si ottiene una sublimazione di selenio allo stato elementare.

Tellurati e Telluriti — Riscaldando un tellurato con una soluzione di acido idroclorico, si sviluppa gas cloro, mentre l'acido tellurico si converte in acido telluroso, che si precipita, se la soluzione acida non è molto concentrata. Se nella soluzione d'un tellurato si versa dell'acido idroclorico e poi dell'acido solforoso o un solfito alcalino, si precipita il tellurio allo stato di polvere nera. Quest'ultima reazione è comune ai telluriti.

Tanto i tellurati quanto i telluriti, mescolati con carbonato di potassa o di soda e polvere di carbone, e quindi arroventati, danno per prodotto un telloruro alcalino, che si discioglie nell'acqua, colorandola in rosso. La soluzione ottenuta, esposta all'aria per qualche tempo, si decompone, lasciando precipitare del tellurio.

Clorati ed ossiclorati — Riscaldati allo stato secco, sviluppano ossigeno, lasciando per residuo un cloruro. Riscaldati con solfo, con carbone o con corpi combustibili, producono una detonazione. I clorati si distinguono dagli ossiclorati, perchè trattati con acido solforico concentrato, i primi diventano di color giallo rossastro, sviluppando acido ipoclorico, mentre gli ultimi non si colorano menomamente.

Ipocloriti — Hanno l'odore ed il sapore dell'acido ipocloroso, e distruggono rapidamente i colori organici. Questi sali hanno pochissima stabilità, di modo che le loro soluzioni, quando vengono riscaldate, concentrate o esposte semplicemente all'azione della luce, si decompongono, ed il sale disciolto si trasforma in clorato ed in cloruro. Versando la soluzione di un ipoclorito in quella di un sale di piombo o di manganese, si precipitano i biossidi de'rispettivi metalli.

Bromati — Colla calcinazione sviluppano ossigeno, e si trasformano in bromuri. Riscaldati coi corpi combustibili, si conducono come i clorati.

Iodati ed ossiiodati — Sottoposti all'azione del calore, si decompongono: alcuni sviluppano ossigeno e vapor d'iodo nel tempo stesso, lasciando per residuo la base allo stato libero. Sono decomposti dall'acido solforoso, che mette in libertà l'iodo.

Azotati — Gettati sui carboni accesi, producono una deflagrazione, perchè l'ossigeno proveniente dalla decomposizione dell'acido nitrico attiva la combustione del carbone, che brucia scintillando.

Se alla soluzione di un azotato si aggiunge un poco di acido solforico e qualche goccia d'una soluzione d'indaco, in modo che il liquido acquisti un colore azzurro chiaro, e poi si riscalda, il colore sparisce. Nel fare questo saggio, bisogna peraltro non dimenticare che gli acidi selenico, cromico, manganico, ferrico, clorico, bromico, iodico, come pure il cloro libero danno luogo alla stessa reazione.

Fosfati — I fosfati solubili si riconoscono facilmente. Il mezzo più

pronto è quello di versare nella soluzione un poco di sale ammoniaco (1), e di solfato di magnesia, e poi dell'ammoniaca: si forma in tal caso un precipitato bianco, cristallino e solubile negli acidi, che è un doppio fosfato di magnesia e d'ammoniaca. Se il fosfato è in quantità troppo piccola, il precipitato non si manifesta immediatamente; ma agitando il liquido con una bacchettina di vetro, se ne accelera la produzione.

I fosfati insolubili nell'acqua si disciolgono negli acidi liberi, e soprattutto nell'acido idroclorico. Se nella soluzione acida si versa del sesquicloruro di ferro, e poi un eccesso di acetato di potassa, si forma un precipitato bianco fiocccoso di fosfato di ferro. Questa reazione è fondata sulla insolubilità del fosfato di ferro nell'acido acetico, che risulta dalla decomposizione dell'acetato di potassa in contatto dell'acido idroclorico.

Un metodo elegantissimo e di una squisita sensibilità per riconoscere l'esistenza de' fosfati, siano solubili, siano insolubili, è quello scoperto da Svanberg a Struve in questi ultimi tempi. Per metterlo in pratica, si discioglie la sostanza nell'acqua, ovvero nell'acido nitrico, se mai fosse insolubile nell'acqua, si versa nella soluzione acida una goccia di moliddato d'ammoniaca e dell'ammoniaca libera in quantità sufficiente a soprassaturare l'acidità del liquido; indi aggiungendo al miscuglio qualche goccia di acido nitrico, in modo da renderlo leggermente acido, se vi sono fosfati, la soluzione prende un bel color giallo, ed a capo di alcune ore si forma un precipitato cristallino dello stesso colore, che è una combinazione di acido moliddico con qualche centesimo di acido fosforico. Questo saggio è così sensibile e caratteristico, che rende superflui tutti gli altri.

Fosfiti — Assorbono con molta facilità l'ossigeno, trasformandosi in fosfati, e però riducono i sali d'oro, d'argento e di mercurio, soprattutto in presenza degli acidi liberi.

Col riscaldamento si decompongono, sviluppando un miscuglio gassoso formato d'idrogeno fosforato e fosfuro d'idrogeno, e lasciano un fosfato per residuo.

Ipofosfiti—Somigliano moltissimo ai fosfiti, e riducono come questi, anzi con maggiore facilità, i sali d'oro, d'argento e di mercurio, e col riscaldamento danno gli stessi prodotti. Ne differiscono per la grande solubilità di cui sono dotati, mentre i primi sono insolubili, ad eccezione de' fosfiti di potassa, di soda e di ammoniaca.

Arseniati ed arseniti — Riscaldati in un tubo di vetro con un miscuglio di acido borico e di carbone, sviluppano vapori di arsenico, che si condensano nella parte superiore del tubo. Coll'apparecchio di Marsh danno macchie arsenicali abbondanti, facilmente riconoscibili dai caratteri che altrove abbiamo indicati.

Antimoniati ed antimoniti — Sono quasi tutti insolubili nell'acqua; ma si disciolgono più o meno facilmente nell'acido idroclorico. La so-

(1) Il sale ammoniaco, formando col solfato di magnesia un sale doppio, impedisce che l'ammoniaca precipiti il sale di magnesia, anche quando il liquido non contiene fosfati.

luzione acida trattata coll'apparecchio di Marsh, produce delle macchie antimoniali, che differiscono da quelle dell'arsenico per le reazioni che abbiamo indicate, parlando del modo di distinguere le macchie dell'arsenico da quelle prodotte dall'antimonio (pag. 221).

Carbonati — Trattati cogli acidi, producono una viva effervescenza dovuta all'acido carbonico che in tal caso si sviluppa. Per maggior sicurezza si può raccogliere il gas ed esaminarne le proprietà, e segnatamente quella di dare coll'acqua di calce un intorbidamento dovuto alla precipitazione del carbonato calcare, il quale in un eccesso di acido carbonico si ridiscioglie.

I carbonati solubili, cioè quelli di potassa, di soda, di litina e di ammoniaca precipitano inoltre coll'acqua di calce o di barite, ed il precipitato è solubile con effervescenza in tutti gli acidi, che non formano sali insolubili con queste due basi.

Ossalati—Gli ossalati si decompongono coll'azione del calore. Quelli che hanno per base gli ossidi de'metalli della prima sezione lasciano per residuo un carbonato; gli altri lasciano l'ossido, ovvero il metallo ridotto, a seconda che questo è più o meno facilmente riduttibile.

Gli ossalati solubili si riconoscono facilmente dal precipitato bianco e solubile negli acidi, che producono coi sali di calce. Gl'insolubili nell'acqua si disciolgono negli acidi, e si possono trasformare in ossalati solubili, facendoli bollire con una soluzione di soda o di potassa. Se si riscaldano con acido solforico concentrato, producono un miscuglio gassoso formato da volumi eguali di acido carbonico ed ossido di carbonio.

Borati — I borati sono decomposti dall'acido solforico, che mette in libertà l'acido borico. Se al miscuglio si aggiunge dell'alcole e si accende, quest'ultimo brucia con fiamma di color verde. Inoltre le soluzioni de' borati e dell'acido borico presentano la reazione caratteristica di colorare in rosso la carta tinta colla curcuma, anche quando il liquido è fortemente acido. I borati mescolati con fluoruro di calcio e riscaldati con acido solforico monoidrato, sviluppano del fluoruro di boro riconoscibile dal vapore denso ed abbondante che produce spandendosi nell'aria, e dalla proprietà che possiede di carbonizzare la carta.

Silicati — Se si fanno fondere in un crogiuolo di platino col triplo o col quadruplo del loro peso di potassa, si trasformano in una sostanza solubile, la quale disciolta nell'acqua, decomposta con un eccesso di acido idroclorico, evaporata a secco, e calcinata alla temperatura del calor rosso nascente, indi ripresa con acqua, lascia un residuo di silice insolubile, facilmente riconoscibile dai suoi caratteri fisici.

Riscaldando con acido solforico un miscuglio di un silicato e di fluoruro di calcio in un vase di piombo, o meglio di platino, si sviluppa del fluoruro di silicio gassoso, il quale in contatto dell'acqua precipita della silice allo stato gelatinoso.

REAZIONI DELLE BASI

Sali di potassa, di soda, di litina e di ammoniaca — Un sale che col carbonato di potassa non dà precipitato alcuno, non può contenere altre basi che quelle precedentemente enumerate, mentre tutti i carbonati sono insolubili, ad eccezione di quelli di potassa, di soda, di litina e di ammoniaca.

Sali di potassa — In soluzione mediocremente concentrata producono col bicloruro di platino un precipitato giallo e cristallino, che è un cloroplatinato di potassio $= KCh+PtCh^2$. Se il potassio non è allo stato di cloruro, l'addizione di qualche goccia di acido idroclorico favorisce la produzione del precipitato. I sali d'ammoniaca agiscono allo stesso modo, e però prima di fare il saggio, bisogna arroventare la massa salina, acciò se vi sono sali ammoniacali, si possano volatilizzare per mezzo del riscaldamento.

Sali d'ammoniaca — Somigliano in tutto a quelli di potassa; ma ne differiscono perchè si volatilizzano al fuoco, e perchè trattati colla potassa caustica, colla soda, o anche colla calce, sviluppano ammoniaca, che si riconosce facilmente dall'odore, o anche meglio dai fumi bianchi che produce intorno ad una bacchetta di vetro bagnata con acido idroclorico, o con acido nitrico.

Sali di soda — Somigliano in tutto ai sali di potassa, menochè nell'essere precipitati dal bicloruro di platino.

L'antimoniato di potassa produce nelle soluzioni neutre o debolmente alcaline de' sali di soda un precipitato bianco cristallino di antimoniato di soda $=NaO+SbO^5$.

Sali di litina — Si distinguono dai precedenti per la proprietà che hanno di produrre col fosfato di soda comune un precipitato di fosfato di litina.

Sali di barite e di stronziana — Coll'acido solforico e coi solfati solubili danno de' precipitati bianchi insolubili negli acidi. Si distinguono dai sali di barite che hanno questa stessa proprietà, perchè una soluzione satura di solfato di stronziana precipita i sali di barite, e non altera quelli di stronziana. Inoltre i sali di stronziana solubili, messi in contatto coll'alcole, comunicano a questo liquido la proprietà di bruciare con fiamma rossa.

Sali di calce — Coll'ossalato d'ammoniaca danno un precipitato bianco solubile negli acidi.

Sali di magnesia — Aggiungendovi del fosfato di soda e qualche goccia di ammoniaca, producono un precipitato bianco, cristallino, che aumenta col tempo e coll'agitazione del liquido. I sali di calce sono pure precipitati a questo modo, ma all'incontro l'ossalato di ammoniaca, che precipita i sali di calce, non altera punto i sali di magnesia. Quindi prima di fare il saggio della magnesia, bisogna aver separato tutta la calce, versando nel liquido un eccesso di soluzione d'ossalato

d'ammoniaca. e filtrando dopo un certo tempo, per separare l'ossalato di calce precipitato.

Sali di allumina — Sono precipitati in bianco dalla potassa, dalla soda e dall'ammoniaca. Il precipitato è voluminoso, semitrasparente, insolubile nell'ammoniaca, ma solubilissimo in un eccesso di potassa o di soda.

Sali di zinco — Vengono precipitati dall'ammoniaca, come i sali di allumina; se ne distinguono perchè il precipitato si scioglie, non solo nella potassa e nella soda caustica, ma eziandio nell'ammoniaca.

Sali di manganese — Fusi colla potassa caustica in un crogiuolo d'argento, producono del manganato di potassa di color verde intensissimo. Il sale si discioglie nell'acqua, formando una soluzione verde, che gli acidi colorano in rosso, trasformando l'acido manganico in acido ossimanganico.

Fusi col borace o col sal di fosforo alla fiamma esterna del cannello, producono un vetro di color violaceo, che alla fiamma interna si scolora compiutamente.

Sali di ferro — L'acido gallico ed il tannino comunicano alle soluzioni de' sali di ferro un color nero traente all' azzurro. I sali che hanno per base il sesquiossido di ferro, danno coll'ammoniaca un precipitato di color giallo di ruggine; sono precipitati in azzurro dal *prussiato giallo di potassa*, e non precipitano col *prussiato rosso*. Al contrario i sali di protossido danno coll' ammoniaca un precipitato bianco verdastro, il quale colla presenza dell'aria diviene successivamente azzurro, nero, e finalmente giallo. Il prussiato giallo vi produce un precipitato bianco, il prussiato rosso un precipitato azzurro.

Sali di protossido di stagno — Il tricloruro d'oro colora in porpora le loro soluzioni.

Sali di cobalto — Fusi col borace, danno uno smalto di colore azzurro vivacissimo.

Sali di protossido di rame — Si disciolgono tutti nell'ammoniaca, producendo delle soluzioni trasparenti di un bel colore azzurro carico. Il prussiato giallo di potassa precipita le soluzioni de'sali di protossido di rame in rosso bruno.

Sali di cromo — Fusi al cannello col borace, producono uno smalto di un bellissimo color verde smeraldo.

Sali di bismuto — Sono decomposti dall'acqua, che ne precipita un sale con eccesso di base in polvere bianca.

Sali di piombo—Come i sali di barite e di stronziana, i sali di piombo producono coll' acido solforico e coi solfati solubili un precipitato bianco insolubile negli acidi. Si distinguono agevolmente dai primi, perchè sono precipitati in nero dall' idrogeno solforato, e perchè vengono ridotti allo stato metallico dallo zinco, caratteri di cui mancano intieramente, tanto i sali di barite, quanto quelli di stronziana.

Sali di mercurio — Vengono ridotti allo stato metallico dal rame, dal protocloruro di stagno, e dall' acido fosforoso. I sali di sottossido vengono inoltre precipitati in bianco dall'acido idroclorico e dai cloru-

ri, in nero dalle soluzioni di potassa o di soda, e dall' acqua di calce. Al contrario i sali di protossido non sono precipitati, nè dall'acido idroclorico, nè dai cloruri; cogli alcali fissi danno un precipitato giallo, e coll'ammoniaca un precipitato bianco.

Sali di argento — Coll'acido idroclorico e coi cloruri solubili danno un precipitato bianco di cloruro d'argento, il quale si annerisce alla luce, si discioglie compiutamente nell'ammoniaca, ma è affatto insolubile nell'acido nitrico ed in tutti gli altri acidi.

Mescolati con carbonato di soda, e fusi alla fiamma interna del cannello, producono de' globuli di argento ridotto.

Sali d'oro — Si riducono allo stato metallico col semplice riscaldamento. Per via umida vengono ridotti dalle materie organiche in genere, e dai sali di protossido di ferro, che ne precipitano l'oro allo stato di polvere bruna. Il protocloruro di stagno vi cagiona un precipitato di color paonazzo, che è la porpora di Cassius altrove descritta.

Sali di platino — Vengono precipitati in giallo dal cloruro di potassio e dal cloruro d'ammonio. Si riducono allo stato metallico col semplice riscaldamento.

SOLFATI

Solfato di potassa $= KO + SO^3$ — È anidro, bianco, e leggermente amaro. Cristallizza talvolta in prismi quadrangolari, tal altra in doppie piramidi a sei facce. Riscaldato ad un' altissima temperatura, si fonde senza decomporsi; è solubile nell'acqua, ma non si scioglie punto nell'alcole.

Si può ottenere saturando il carbonato di potassa del commercio con acido solforico diluito, o anche neutralizzando con carbonato di potassa l'acido libero del residuo della preparazione dell'acido nitrico, e facendo cristallizzare il composto che ne risulta.

Bisolfato di potassa $= KO,SO^3 + HO,SO^3$ — Questo sale è una combinazione del sale precedente col solfato d' acqua, o acido solforico monoidrato. Si fonde facilmente come viene riscaldato, e diventa fluido e scorrevole come l'olio. Ad un' alta temperatura si decompone in acido solforico idrato, che si volatilizza, ed in solfato neutro di potassa. È solubilissimo nell'acqua, e la soluzione arrossa fortemente la tintura di laccamuffa. L' alcole lo decompone in acido solforico monoidrato, che si discioglie, ed in solfato neutro che resta allo stato insolubile.

Si ottiene riscaldando il solfato di potassa colla metà del suo peso di acido solforico comune in un crogiuolo di platino, e mantenendo il miscuglio in fusione al calor rosso nascente, finchè siasi evaporato l'acido solforico sovrabbondante.

Disciogliendo il solfato di potassa cristallizzato nell' acido nitrico o nell'acido fosforico, si ottengono, secondo Jaquelain, delle combinazioni analoghe di questi acidi idrati col solfato di potassa.

Se si fa una soluzione di solfato di potassa e di acido solforico comune nell'acqua calda, si ottiene un bisolfato, che non contiene traccia

d'acqua combinata, ed ha per formula $KO+2SO^3$. Questo sale si fonde a 210°, e cristallizza in prismi.

Solfato di soda $= NaO,SO^3+10Aq$ — Questo sale produce de' cristalli scoloriti, voluminosi e trasparenti, i quali esposti all'aria, diventano opachi, perdendo l'acqua di cristallizzazione. Quando il sale si solidifica dalla temperatura di 33° a quella di 40°, produce de' cristalli anidri isomorfi con quelli del solfato d'argento. Il solfato di soda si discioglie facilmente nell'acqua, ma presenta l'anomalia, che la sua solubilità cresce colla temperatura fino a 33°; ma da questo limite in poi diminuisce sino a 103°, temperatura a cui bolle la soluzione. La coincidenza della temperatura, che corrisponde alla massima solubilità, con quella a cui il sale diventa anidro, dà la spiegazione del fenomeno: difatti fino a 33° il sale rimane idrato ed in tale stato è molto più solubile, a 33° diventa anidro, e la sua solubilità diminuisce. Il solfato di soda è affatto insolubile nell'alcole, di sapor fresco ed amaro.

La soluzione satura di questo sale presenta un fenomeno molto curioso. Se invece di lasciarla raffreddare all'aria libera, si copre con uno strato d'olio, in modo che resti preservata dal contatto dell'aria, la soluzione si raffredda ed il sale non cristallizza, sebbene la porzione disciolta sia in quantità molto maggiore di quella che è consentita dalla sua solubilità all'ordinaria temperatura. Se in tale stato si toglie lo strato di olio, o si fa cadere nella soluzione una scheggia di vetro, o altro corpo duro, il sale cristallizza immediatamente, e tutto il liquido si solidifica con isviluppo di calore.

Si può ottenere direttamente, neutralizzando l'acido solforico diluito con carbonato di soda, o più economicamente, facendo cristallizzare il residuo della preparazione dell'acido idroclorico (p. 114).

Bisolfato di soda $= NaO+2SO^3$ — Si ottiene fondendo al calor rosso un miscuglio di sale neutro e di acido solforico ordinario, finchè l'eccesso dell'acido siasi evaporato.

Questo sale ha reazioni acide, si discioglie in una quantità d'acqua fredda doppia del suo peso, ed in una quantità minore di acqua bollente. Col riscaldamento si decompone, lasciando un solfato neutro, e sviluppando vapori di acido solforico anidro.

Solfato d'ammoniaca $= AzH^4O,SO^3$ — Si ottiene direttamente saturando l'acido solforico con ammoniaca, o con carbonato d'ammoniaca.

Cristallizza in prismi, ed è isomorfo col solfato di potassa; riscaldato a 140° si fonde, ed a 280° comincia a decomporsi decrepitando. I prodotti di tale decomposizione sulle prime sono l'acqua e l'ammoniaca; ma ad una temperatura più elevata si formano ancora altri prodotti, come gas azoto, e solfito d'ammoniaca che sublima.

Solfato di litina $= LO,SO^3+Aq$.—Siccome la litina si estrae ordinariamente da questo sale, descriveremo, minutamente un processo per prepararlo che è stato proposto da Wittstein in questi ultimi tempi. Si riduce in polvere fine la *trifelina*, minerale abbondantissimo nella Baviera, il quale è un fosfato basico di litina di ferro e di manganese. Si me-

scolano insieme otto parti della polvere ottenuta con tre di acido nitrico della densità di 1,23 e con $\frac{3}{4}$ di acido solforico comune, e si tritura il miscuglio in un mortaio. La litina con questo trattamento si unisce all'acido solforico, mentre le altre basi restano allo stato di fosfati insolubili. Si tratta il tutto con acqua, che discioglie il solfato di litina con una traccia di solfato di manganese e di calce. Si precipita il primo con solfidrato d'ammonio, il secondo con ossalato d'ammoniaca; si evapora il residuo a secco, e si fa fondere il solfato ottenuto. Per farlo cristallizzare, si ridiscioglie nell'acqua bollente, e si lascia raffreddare la soluzione. Con tal metodo da otto parti di minerale si ottiene una parte di solfato di litina perfettamente puro e cristallizzato.

I cristalli di questo sale hanno la forma di prismi schiacciati, o di tavole, ed esposti all'azione del calore, perdono l'acqua che racchiudono, e si fondono. Questo sale è solubilissimo nell'acqua, ed un poco anche nell'alcole.

Solfato di barite = $BaO+SO^3$ — Nel regno minerale si trova cristallizzato in forme del sistema rettangolare, ed è conosciuto dai Mineraloghi col nome di *spato pesante*. Artifizialmente si può ottenere, versando una soluzione di acido solforico o di un solfato in quella di un sale di barite.

È bianco, assolutamente insolubile nell'acqua e negli acidi diluiti. Riscaldato solo ad un fuoco violento si fonde, ma non si decompone. Riscaldato col carbone si trasforma in solfuro.

Bisolfato di barite = BaO,SO^3+HO,SO^3 — Versando dell'acido solforico concentratissimo sul solfato di barite calcinato, e facendo digerire il miscuglio a dolce calore, si formano certi cristallini granellosi di bisolfato di barite.

L'acqua decompone questo sale in acido solforico e solfato neutro di barite. Esposto all'aria umida, assorbe dell'acqua e si converte in aghetti setosi, che hanno per formula BaO,SO^3+HO,SO^3+2Aq.

Solfato di stronziana = $SrO+SO^3$ — Somiglia in tutto al solfato di barite, col quale è isomorfo. Questo sale abbonda in varie regioni della terra e soprattutto in Sicilia.

Ad una temperatura altissima si fonde, e riscaldato col carbone, si trasforma in solfuro. Il solfato di stronziana non è, come quello di barite, assolutamente insolubile: 3840 parti d'acqua ne disciolgono 1 di questo sale. Per tal ragione i sali di barite solubili inalbano l'acqua che è stata per qualche tempo in contatto del solfato di stronziana.

Solfato di calce = CaO,SO^3+2Aq (gesso) — Questo sale è abbondantissimo nel regno minerale, e si trova, ora cristallizzato e trasparente, ora amorfo. Esige 460 volte il suo peso d'acqua per disciogliersi, e tale solubilità non diviene maggiore, se invece d'acqua fredda, si fa uso di acqua bollente; ma è affatto insolubile nell'alcole, anche diluito. Col riscaldamento perde l'acqua, e si trasforma in una polvere bianca ed opaca, che bagnata, riprende l'acqua di cristallizzazione e s'indurisce. Per tal ragione si adopera il gesso prima calcinato e poscia impastato con acqua, per modellare statue, medaglie, bassorilievi ed altri oggetti

d'arte. Molto più rara del gesso è *l'anidrite*, sostanza minerale costituita dal solfato di calce anidro.

Bisolfato di calce $= CaO,SO^3+HO,SO^3$ — Si prepara come il bisolfato di barite, al quale somiglia per tutti i caratteri.

Solfato di magnesia $= MgO,SO^3+7Aq$ — È bianco, di sapore amarissimo, solubile nell'acqua, e cristallizza in prismi rettangolari. Col riscaldamento perde l'acqua di cristallizzazione, ma non si fonde. La potassa ne precipita la base; i carbonati alcalini lo decompongono incompiutamente all'ordinaria temperatura. Facendo bollire il liquido, si sviluppa dell'acido carbonico, e si precipita un composto di carbonato e idrato di magnesia, o idrocarbonato di magnesia.

Il solfato in esame si potrebbe ottenere direttamente sciogliendo la magnesia, ovvero l'idrocarbonato nell'acido solforico diluito; ma siccome molte acque di sorgente ne contengono gran copia in soluzione, si preferisce di evaporare queste acque, per procurarsi il sale a bassissimo prezzo. In molti luoghi si ricava eziandio dalle acque madri delle saline, dopochè se n'è cavato il sal comune colla concentrazione. A Nizza si prepara questo sale tostando, ed esponendo all'aria uno scisto magnesifero, il quale contiene della silice, della magnesia e della pirite di ferro. La pirite colla torrefazione si converte in solfato di ferro, che cede alla magnesia quasi tutto il suo acido solforico; sicchè trattando la massa con acqua, il solfato di magnesia resta disciolto, e colla concentrazione del liquido cristallizza.

Questo sale si usa in medicina come purgativo, ed è conosciuto nelle farmacie coi nomi di *sale inglese*, *sale amaro*, *sale di Epsom*, *sale di Seidlitz* ec.

Solfato di allumina $= Al^2O^3,3SO^3+18Aq$ — È bianco, solubilissimo nell'acqua, e di sapore astringente. Arrossa fortemente le tinture azzurre, e cristallizza in lamine sottili e flessibili di aspetto perlaceo. Col riscaldamento si fonde nell'acqua di cristallizzazione, diventa anidro, ed in ultimo si decompone totalmente in acido solforico, che si sviluppa, ed in allumina.

Il solfato neutro si combina con diverse quantità di base, per formare dei sali basici, di cui alcuni occorrono abbondantemente nei terreni vulcanici.

Solfato di glucina $= G^2O^3,3SO^3+12Aq$ — Questo sale cristallizza facilmente per evaporazione spontanea in cubottaedri. I cristalli col riscaldamento si tumefanno disseccandosi, e con una forte calcinazione si decompongono: tutto l'acido si sviluppa, e resta la base pura trasformata nella modificazione insolubile negli acidi.

Si conoscono tre sali basici, le cui formule sono $G^2O^3+2SO^3$; $G^2O^3+SO^3$ e $2G^2O^3+SO^3$.

Solfato di manganese $= MnO,SO^3+7Aq$ — Si ottiene facilmente sciogliendo il carbonato di manganese nell'acido solforico diluito, ovvero riscaldando un miscuglio di acido solforico concentrato e perossido di manganese in eccesso, finchè la massa sia secca. Il perossido sviluppa la metà del suo ossigeno, e si converte in protossido, che si combina coll'acido solforico.

Cristallizzando alla temperatura di +6° per evaporazione spontanea, produce de' cristalli scoloriti, che racchiudono 7 equivalenti d'acqua. Quelli che si depositano dalla temperatura di 6° a quella di 20° ne contengono 6 equivalenti, e se la cristallizzazione ha luogo fra 20° e 30°, i cristalli contengono 4 equivalenti d'acqua.

I cristalli di questo sale si effioriscono leggermente nell'aria secca, e riscaldati si convertono in una polvere bianca. Sono solubilissimi nell'acqua, ed insolubili nell'alcole.

Solfato di sesquiossido — Trattando a freddo il perossido di manganese con acido solforico concentrato, si ottiene il sale di sesquiossido in soluzione di colore azzuro violaceo. Se si aggiunge dell'acqua, il liquido divien rosso. Tale soluzione non si altera quando viene evaporata a dolce calore; ma facendola bollire si decompone, trasformandosi in solfato di protossido con isviluppo di gas ossigeno. Non è stato peranche ottenuto, nè allo stato neutro, nè cristallizzato.

Solfato d'uranio $= UO,SO^3+4Aq$ — Secondo Peligot, si ottiene questo sale versando acido solforico in una soluzione concentrata di protocloruro d'uranio. Il liquido si rapprende in massa gelatiniforme, e riscaldato sviluppa vapori di acido idroclorico. Prosciugando il sale e disciogliendolo nell'acqua, si ottiene in cristalli prismatici di color verde.

Il più delle volte si presenta in cristalli setosi e poco solubili appartenenti al sistema del prisma rettangolare; ma in tal caso contiene un eccesso di base. Colla calcinazione tutto l'acido si volatilizza, lasciando la base allo stato di ossido nero.

Solfato d'uranile $= U^2O^3+2SO^3+7Aq$ — Cristallizza difficilmente dalla sua soluzione, che dev' esser concentrata sino a consistenza sciropposa. I cristalli si effioriscono all'aria; ma non perdono tutta la loro acqua, che alla temperatura di 300°. Riscaldati a 100°, ne abbandonano 6 equivalenti, ritenendone uno solo. In tale stato la formula razionale del sale è probabilmente $(U^2O^3+SO^3)+(HO+SO^3)$, la quale sarebbe analoga a quella del bisolfato di potassa, e rappresenterebbe una combinazione di solfato di uranile coll' acido solforico monoidrato.

Questo sale si combina coi solfati di potassa e d'ammoniaca, per formare de' sali doppi di color giallo e ben cristallizzati.

Solfato di zinco $= ZnO,SO^3+7Aq$ — Il solfato di zinco cristallizza in prismi trasparenti, senza colore, di sapore astringente metallico, e solubilissimi nell'acqua. Esposto all'aria, si effiorisce e diviene opaco. Messo in digestione coll'alcole, non vi si discioglie, ma perde una porzione dell'acqua che contiene, ed il sale che resta ne ritiene due soli equivalenti. Per ottenere il solfato di zinco puro, bisogna sciogliere lo zinco nell'acido solforico diluito, e concentrare la soluzione. Il solfato di zinco che si trova nel commercio è molto impuro, e si prepara tostando la blenda o *solfuro di zinco nativo*, e liscivando con acqua la massa ancora calda. Concentrando la soluzione, si separa il sale cristallizzato, che si fa fondere nella propria acqua, e si cola negli stampi da zucchero. In tale stato è conosciuto col nome di *vetriolo bianco*. Disciolto nell'acqua si adopera in medicina come astringente, soprattutto avverso gli scoli cro-

nici delle membrane mucose degli occhi, dell'uretra, della vagina ec.

Si ammettono quattro combinazioni del solfato di zinco con diverse quantità d'acqua di cristallizzazione:

ZnO,SO^3+7Aq — Cristallizzato da 0° a +15°
ZnO,SO^3+5Aq — Cristallizzato da 45° a 50°
ZnO,SO^3+2Aq — Composti precedenti trattati coll'alcole anidro
ZnO,SO^3+Aq — Id. id. riscaldati a 100°.

Solfato di cadmio $= CdO,SO^3+4Aq$ — Si può ottenere facilmente, disciogliendo il metallo o il suo ossido nell'acido solforico diluito, e concentrando la soluzione che ne risulta.

Cristallizza in prismi rettangolari voluminosi, trasparenti, scoloriti, molto solubili nell'acqua, ed efflorescenti. Riscaldato, perde l'acqua di cristallizzazione, senza fondersi; ma ad un'alta temperatura perde ancora una porzione d'acido solforico, e si trasforma in un sale basico. Quando il sale cristallizza in seno d'un liquido caldo, prende, secondo Rose, la forma di dodecaedri bipiramidati cogli angoli terminali troncati, i quali non si effioriscono in contatto dell'aria, e contengono soltanto 2 $\frac{1}{2}$ equivalenti d'acqua di cristallizzazione, sicchè la loro formula in tale stato è $2(CdO,SO^3)+5Aq$. Kuhn ha ottenuto accidentalmente un sale della formula CdO,SO^3+Aq, disciogliendo il metallo nell'acqua contenente un eccesso di acido solforico, ed evaporando la soluzione.

Solfato di ferro$=FeO,SO^3+6Aq$ (vetriolo verde, v. romano, copparosa) — Questo sale ha un sapore aspro, e si scioglie facilmente nell'acqua. La soluzione satura produce alla temperatura ordinaria de'prismi rombici di color verde azzurro, che hanno la composizione preindicata. Cristallizzando alla temperatura di 80°, forma de'cristalli che differiscono dai precedenti, sì per la forma, come per la quantità d'acqua di cristallizzazione. Se in una soluzione satura di questo sale si versa dell'acido solforico concentrato, si forma un precipitato bianco e cristallino, il quale non è altra cosa che solfato di ferro anidro. Col riscaldamento si fonde sul principio e perde l'acqua di cristallizzazione, indi l'acido solforico si decompone parzialmente: l'ossigeno trasforma il protossido di ferro in sesquiossido, l'acido solforoso si sviluppa insieme coll'acido solforico anidro, e nella storta resta del sesquiossido di ferro.

Per ottenere questo sale allo stato puro, bisogna disciogliere il ferro metallico nell'acido solforico diluito, ed evaporare la soluzione fuori del contatto dell'aria. In grande si prepara tostando la pirite di ferro all'aria libera, esponendo il prodotto all'azione dell'aria, lascivandolo con acqua, e concentrando i liquidi per farli cristallizzare.

Solfato di sesquiossido $= Fe^2O^3,3SO^3+9Aq$ — Secondo Meyen, esiste in natura, e propriamente al Chili, ove forma un grossissimo strato. Il sale nativo è cristallizzato in prismi esagoni, che racchiudono la quantità d'acqua indicata dalla formula.

Artifizialmente si prepara, mescolando al solfato di protossido di ferro la metà dell'acido che già contiene, riscaldando il miscuglio, ed aggiun-

gendovi dell'acido nitrico a piccole dosi per volta, finchè sia cessato lo sviluppo de'vapori nitrosi. Questo sale, disciogliendosi nell'acqua, produce un liquido rosso, che evaporato a secco, lascia un residuo salino di color giallo chiaro e deliquescente. Si scioglie ancora nell'alcole; ma non si può ottenere cristallizzato.

Oltre al sale neutro che abbiamo descritto, vi sono ancora parecchi solfati basici, alcuni de' quali si trovano nel regno minerale.

Solfato di nichelio $= NiO,SO^3+7Aq$ — Si ottiene disciogliendo il nichelio o il suo ossido nell'acido solforico diluito. Il sale ad una temperatura inferiore a $+ 15°$ cristallizza in prismi rombici di color verde smeraldo; ad una temperatura maggiore in ottaedri a base quadrata. Di qui avviene che i primi esposti per qualche tempo ad un dolce grado di calore, p. es. ai raggi solari, diventano opachi, e rompendoli si trovano composti di cristallini ottaedrici simili in tutto a quelli che si formano alle temperature superiori a $+ 15°$. Il solfato di nichelio è solubilissimo nell' acqua, insolubile nell' alcole, e si effiorisce nell' aria secca.

Solfato di cobalto $= CoO,SO^3+6Aq$ — Si prepara disciogliendo l' ossido di cobalto nell' acido solforico diluito. I cristalli di questo sale si effioriscono all'aria, sono di color rosso, e disciogliendosi nell'acqua, producono una soluzione dello stesso colore. Colla calcinazione perdono prima l'acqua e poscia l' acido.

Solfato di stagno $= SnO+SO^3$—Si ottiene trattando con acido solforico diluito il protossido di stagno recentemente precipitato, e riscaldando il miscuglio. L'ossido si discioglie rapidamente, e quando la soluzione è satura, il sale cristallizza. La massa salina disciolta nell'acqua bollente, produce una soluzione bruna, da cui il solfato di stagno si separa durante il raffreddamento in aghetti cristallini.

Solfato di cromo $= Cr^2O^3+3SO^3$ — Si prepara facilmente riscaldando dell' acido solforico concentrato ad una temperatura prossima a quella dell'ebollizione, ed aggiungendovi a più riprese del bicromato di potassa in polvere: ha luogo immediatamente una viva effervescenza dovuta allo sviluppo del gas ossigeno, e si precipita una polvere insolubile di color violaceo. Diluendo il liquido acido, e lavando con acqua il precipitato, si ottiene il solfato di cromo perfettamente puro.

È una polvere totalmente insolubile nell' acqua e di color verde, la quale riscaldata, cangia totalmente di aspetto verso 200°, e prende un colore di fior di pesco; ma nel raffreddarsi riacquista il color primitivo.

Solfato di rame$=CuO,SO^3+5Aq$—Questo sale, conosciuto in commercio coi nomi di *vetriolo turchino, vetriolo di Cipro, pietra turchina,* si prepara disciogliendo l' ossido di rame nell' acido solforico diluito, o trattando il rame metallico con acido solforico concentrato: Nel primo caso l' acido e l' ossido non fanno che combinarsi; nel secondo il metallo ossidandosi, trasforma porzione dell' acido solforico in acido solforoso. In alcune fabbriche si riscalda fortemente il metallo, ed in tale stato si asperge la sua superficie con polvere di solfo; indi si riscalda il solfuro ottenuto in una corrente d' aria, la quale ossida il rame ed aci-

difica il solfo. In ultimo si lisciva il prodotto con acqua, e si mette a cristallizzare la soluzione.

Il solfato di rame si presenta in cristalli voluminosi di colore azzurro bellissimo, i quali si effioriscono all'aria, diventando opachi alla superficie. Esposti all'azione del calore, perdono sulle prime l'acqua di cristallizzazione e si trasformano in una sostanza polverosa, bianca ed opaca, la quale ad un calore più forte si decompone in acido solforoso, gas ossigeno e ossido di rame. Questo sale è solubile nell'acqua, ma insolubile nell'alcole, di sapore metallico astringente, e debolmente caustico.

Secondo Smith, esistono tre solfati basici di rame della seguente composizione $3CuO,SO^3+2Aq$; $4CuO,SO^3+5Aq$; $5CuO,SO^3+6Aq$.

Solfato di piombo $=PbO+SO^3$ — Si trova cristallizzato nel regno minerale. Per ottenerlo basta versare dell'acido solforico o un solfato nella soluzione d'un sale di piombo. È una polvere bianca pesante ed insolubile nell'acqua e negli acidi diluiti. Ha per altro la proprietà singolare di disciogliersi intieramente nel tartarato d'ammoniaca neutro, e la soluzione dopo qualche tempo si rappiglia in una massa gelatinosa e trasparente. L'acido solforico concentrato ne discioglie una piccola quantità, che si precipita quando si diluisce la soluzione coll'acqua. L'acido idroclorico concentrato lo discioglie in abbondanza, massime col riscaldamento, trasformandolo in cloruro.

Facendo digerire il sale neutro con ammoniaca, si forma un sale basico, che resta sotto forma di polvere bianca insolubile, e che secondo Kuhn, ha per formula $2PbO+SO^3$.

Solfato di mercurio$=HgO+SO^3$—Facendo bollire per molto tempo parti eguali di mercurio metallico e di acido solforico concentrato, si sviluppa acido solforoso, e resta una massa bianca non cristallina, che è il solfato di mercurio. L'acqua decompone questo sale in solfato acido, che resta disciolto, ed in solfato basico, che si precipita in forma di polvere gialla, la quale altravolta veniva adoperata in medicina col nome di *turbit minerale*: la formula di quest'ultimo composto è $3HgO+SO^3$. L'acido idroclorico concentrato discioglie il solfato di mercurio, decomponendolo: si forma sublimato corrosivo, e l'acido solforico divien libero.

Riscaldato al color rosso scuro, cambia momentaneamente di colore, senza decomporsi, e diviene prima giallo, poi bruno; ma raffreddandosi ridiviene bianco come prima. Ad una temperatura maggiore si trasforma in ossigeno, acido solforoso, mercurio metallico, e solfato di sottossido, che si sublima.

Solfato di sottossido $= Hg^2O+SO^3$ — Si ottiene riscaldando due parti di mercurio con tre di acido solforico concentrato, ed evitando di far bollire l'acido, perchè in tal caso si formerebbe del solfato di protossido. Questo sale è pochissimo solubile, per modo che 1 parte di sale richiede per disciogliersi 500 parti d'acqua fredda e 300 d'acqua bollente. Secondo Lefort, questo sale non si discioglie nell'acido solforico freddo o caldo, diluito o concentrato che sia, più di quello che si di-

scioglie nell' acqua pura. Questo Chimico consiglia di prepararlo per doppia decomposizione, versando una soluzione di solfato di soda in quella di nitrato di sottossido di mercurio, e di lavare il precipitato ottenuto con acqua acidulata con qualche goccia d' acido nitrico.

SOLFATO D' ARGENTO$=AgO+SO^3$—Si ottiene come il solfato di mercurio, trattando il metallo con acido solforico concentrato e bollente. La reazione è del tutto analoga, e sviluppasi acido solforoso in ambi i casi.

Questo sale cristallizza in piccoli aghi in seno dell' acido concentrato in cui si produce. Lasciando riposare il tutto in un luogo oscuro, attrae l' umidità atmosferica, e cristallizza, secondo Pirwitz, in ottaedri regolari solubili in 88 parti d' acqua bollente.

SOLFATI DOPPI

SOLFATO DI POTASSA E DI ALLUMINA$=KO,SO^3+Al^2O^3,3SO^3+24Aq$— Questo sale è abbondantissimo nel commercio, ed è conosciuto col nome di *allume*. Forma de' cristalli voluminosi, trasparenti, senza colore, e solubili nell'acqua, la cui forma è per l' ordinario l'ottaedro regolare, raramente il cubo. L' allume ha sapore astringente ed un poco dolciastro; arrossa la tintura di laccamuffa, e si effiorisce un poco alla superficie, quando si espone all' aria libera. Moderatamente riscaldato, si fonde nell' acqua di cristallizzazione, la quale a poco a poco si dissipa intieramente, e lascia in ultimo il sale anidro in massa bianca, rigonfiata, opaca e molto leggiera, che si usa esternamente come debole caustico, col nome di *allume bruciato*. Ad un calore più forte il solfato d'allumina si decompone in acido solforico, che si volatilizza, ed in allumina che resta mescolata col solfato di potassa non decomposto. Finalmente ad un altissima temperatura l' allumina decompone ancora il solfato di potassa, prende il posto dell' acido solforico, e forma un alluminato di potassa.

Se s' introduce in un fiasco di vetro ben lutato un miscuglio di tre parti di allume calcinato, ed una di nero di fumo parimente calcinato, e quindi si riscalda gradatamente il tutto fino a che si manifesti una fiamma azzurra, e dopo pochi istanti si ottura il fiasco, si otterrà una polvere carbonosa formata di polisolfuro di potassio, di allumina e di carbone, la quale si accende spontaneamente in contatto dell'aria, e si chiama *piroforo di Homberg*. È fuor di dubbio che l'infiammabilità di questo composto è dovuta al solfuro di potassio, giacchè anche il solfato di potassa calcinato insieme col carbone, produce una sostanza accensibile; ma il piroforo ottenuto col solfato di potassa è meno attivo di quello preparato coll'allume, trovandosi in quest'ultimo il solfuro alcalino in uno stato di divisione maggiore, perchè disseminato in una gran massa di allumina.

L' allume viene adoperato soprattutto nell' arte tintoria come mordente, ed è tanto più stimato, per quanto minore è la quantità di ferro che contiene; il quale, anche in quantità piccolissima, basta ad alterare

la gradazione delle tinte che si fissano sui tessuti. Da ciò la preferenza che altra volta accordavasi all'allume di Roma, il quale non differisce dall'allume comune che nell' essere affatto privo di ferro, e per questa sola ragione aveva un valore commerciale doppio di quello dell'allume ordinario. Essendosi in seguito trovato il mezzo di depurare quest'ultimo dalle tracce di ferro che suole contenere, l'allume di Roma è in gran parte decaduto dal pregio in che era tenuto per l' addietro.

L' allume si prepara in più maniere, a seconda della natura del minerale che si adopera per fabbricarlo. In taluni luoghi si trova bello e formato in forma di fioriture, come alla Solfatara di Pozzuoli ed all' isola di Vulcano. Ivi si tratta il minerale semplicemente con acqua, e si fa cristallizzare la soluzione dopo di averla concentrata. Raramente peraltro l' allume nativo contiene una sufficiente quantità di potassa; per cui bisogna supplirvi artificialmente, aggiungendo alla soluzione del solfato, ovvero del carbonato di questa base.

In altri paesi si arrostisce all'aria libera lo scisto argilloso, e si lascia esposto per più mesi all'azione dell' aria e dell' acqua. Con questo trattamento la pirite che si trova disseminata nello scisto si trasforma in solfato di ferro, il quale decomposto dall' allumina, si converte in solfato d'allumina. Liscivando con acqua le materie effiorite, concentrando la soluzione, ed aggiungendovi del solfato di potassa, si ottiene l'allume cristallizzato.

Alla Tolfa, presso Civita-Vecchia, si ricava l'allume da una sostanza compatta e cristallina, che porta il nome di *allunite*. L'allunite, secondo l' analisi di Cordier, si può considerare come una combinazione di allume e idrato di allumina, e trattata con acqua, non vi si discioglie sensibilmente; ma se dopo d' essere stata moderatamente calcinata, viene liscivata, cede all'acqua una gran quantità di allume, che colla concentrazione del liquido cristallizza. Pare adunque che la calcinaziane agisca decomponendo l'idrato di allumina, il quale diventato anidro, si separa dall' allume, col quale prima era combinato.

Oltre l' allume di cui abbiamo fatto menzione, si conoscono molti altri sali doppi dello stesso tipo chimico, i quali hanno la stessa forma cristallina dell'allume ordinario, e contengono lo stesso numero d'equivalenti d' acqua di cristallizzazione. In questi sali i protossidi metallici isomorfi colla potassa, come l'ossido d'ammonio, il protossido di ferro, il protossido di manganese; ovvero i sesquiossidi isomorfi coll' allumina, come il sesquiossido di ferro, il sesquiossido di cromo, il sesquiossido di manganese, sostituiscono ora l' una ora l' altra delle due basi. Descriveremo i principali composti salini di questo tipo.

Solfato d' ammoniaca e d' allumina $= AzH^4O,SO^3+Al^2O^3,3SO^3+24Aq$ — Questo sale, che si chiama comunemente *allume ammoniacale*, somiglia in tutto all'allume ordinario, e viene adoperato agli stessi usi. Per la composizione, la sola differenza che vi è consiste in ciò, che il potassio è sostituito dall' ammonio. Si prepara in grande, aggiungendo dell' urina putrefatta al solfato d' allumina. Con una forte calcinazione si trasforma in prodotti volatili risultanti dalla decomposizione dell' a-

cido solforico e del solfato d' ammoniaca , e lascia un residuo di allumina pura.

Solfato di cromo e di potassa $= KO,SO^3 + Cr^2O^3,3SO^3 + 24Aq$ (allume di cromo) — Si prepara disciogliendo nell'acqua del bicromato di potassa e dell'acido solforico, ed aggiungendo dell'alcole al miscuglio. L' alcole ossidandosi a spese dell' acido cromico , si trasforma in altri prodotti (acido carbonico , acqua , aldeide, acido formico), mentre la potassa ed il sesquiossido di cromo si combinano coll'acido solforico, per formare il solfato doppio , che cristallizza coll' evaporazione spontanea. Si può anche ottenere, facendo gorgogliare il gas acido solforoso in una soluzione raffreddata di bicromato di potassa.

Questo sale cristallizza in ottaedri regolari di bel color violaceo , che sembrano neri, quando sono molto voluminosi. Si discioglie lentamente nell'acqua , producendo una soluzione azzurra , la quale riscaldata fra 60° e 80° divien verde , e i due sali si separano. Evaporata in tale stato , il solfato di potassa cristallizza solo in mezzo ad un liquido gommoso di color verde ed incristallizzabile. Se all'incontro si evapora alla temperatura ordinaria la soluzione del sale non riscaldata, resta di colore azzurro , e cristallizza l' allume di cromo in ottaedri regolari. Quando si prepara questo sale , bisogna adunque evitare che la soluzione si riscaldi , circondando il vase in cui si fa l' operazione con acqua ghiaccia.

Solfato di potassa e di magnesia $= KO,SO^3 + MgO,SO^3 + 6Aq$ — Si prepara sciogliendo nell'acqua due parti di solfato di potassa, ed una di solfato di magnesia, e concentrando la soluzione, per farla cristallizzare. Forma de'cristalli voluminosi e solubili nell' acqua.

Si conoscono molti solfati doppi risultanti dalla combinazione dell' acido solforico con due basi monosside, quali sono l'ossido di potassio , di ammonio , di magnesio , di zinco , di nichelio , di cobalto , di ferro, di manganese. Tutti questi sali hanno per tipo la composizione del solfato di potassa e di magnesia , contengono com' esso 6 equivalenti d' acqua , e sono isomorfi.

Solfato di soda e di magnesia $= NaO,SO^3 + MgO,SO^3 + 4Aq$ — Il solfato di soda e quello di magnesia non si combinano all'ordinaria temperatura , e se si lascia evaporare spontaneamente una soluzione mista , i due sali cristallizzano separatamente. Per ottenere il sale doppio in quistione , bisogna evaporare alla temperatura di 55° una soluzione satura di solfato di soda e solfato di magnesia nel rapporto di un equivalente di ciascun sale. Siccome il solfato di soda perde l'acqua di cristallizzazione alle temperature superiori a 33°, pare che questo sale non si possa combinare col solfato di magnesia che allo stato anidro; e difatti se si discioglie nell'acqua il sale doppio ottenuto nel modo anzidetto , e si lascia evaporare la soluzione all' ordinaria temperatura, i due solfati si separano nell'atto della cristallizzazione.

Questo doppio solfato è inalterabile all' aria , e non perde l' acqua di cristallizzazione , nemmeno alla temperatura di 100°. Riscaldato più fortemente , perde prima l' acqua , poi al calor rosso scuro si fonde.

Collo stesso metodo si preparano delle combinazioni del solfato di soda coi solfati di zinco, di ferro, di manganese e di rame: le due prime contengono 4 equivalenti d'acqua, come il sale di magnesia; le due ultime 2 soltanto. Tutti questi solfati doppi si fondono per l'azione del calore.

Solfato di protossido e sesquiossido di ferro $= FeO,SO^3+Fe^2O^3, 3SO^3+10Aq$ — Questo sale ottenuto da Poumarède, si prepara mescolando 2 parti di solfato di protossido di ferro con 2 di solfato di sesquiossido, e versando 5 o 6 parti d'acqua sul miscuglio. Dopo pochi minuti di contatto, l'acqua si riscalda ed i sali si disciolgono: evaporando il liquido con precauzione, il doppio sale cristallizza col raffreddamento in prismi molto delicati.

Il sale di ferro di Poumarède $= FeO,SO^3+Fe^2O^3,3SO^3+10Aq$ è il tipo d'una serie di sali, in cui le quantità d'acqua e di solfato di sesquiossido restando le stesse, il protosolfato di ferro può venir sostituito da quelli di zinco e di rame. Precipitando questi sali per mezzo di un alcali, si separano degli ossidi complessi, che racchiudono due metalli, e sono distinti da caratteri speciali.

Scacchi ha trovato alla Solfatura di Pozzuoli un doppio solfato di protossido e sesquiossido di ferro, al quale ha dato il nome di *Voltaite*; siccome questa sostanza cristallizza nel sistema regolare, come l'allume, è probabile che appartenga allo stesso tipo, e contenga come questo 24 equivalenti d'acqua di cristallizzazione.

IPOSOLFITI

Iposolfito di potassa $= KO,S^2O^2+2Aq$ — Si ottiene facendo digerire il solfito neutro con fiori di solfo, ovvero trattando il solfuro di potassio coll'acido solforoso, finchè abbia perduto il suo colore.

È deliquescente; ma si può ottenere cristallizzato, disseccandolo sull'acido solforico sotto una campana. A 200° perde l'acqua di cristallizzazione. Riscaldato fuori del contatto dell'aria, diventa di color rosso, e si converte in un miscuglio di solfato di potassa e solfuro di potassio.

Iposolfito di soda $= NaO,S^2O^2+5Aq$ — Si può ottenere come quello di potassa, ma ordinariamente si preferisce di prepararlo, lasciando esposta all'aria una soluzione di polisolfuro di sodio, finchè sia ossidato. Cristallizza in prismi rombici molto voluminosi ed inalterabili all'aria. Sottoposto all'azione del calore, si scinde come il sale di potassa.

Iposolfito d'ammoniaca $= AzH^4O+S^2O^2$ — È un sale deliquescente che cristallizza, sebbene con grande difficoltà, in tavole romboidali.

Iposolfito di barite $= BaO,S^2O^2+Aq$ — Fordos e Gélis preparano questo sale per doppia decomposizione, precipitando una soluzione concentrata di acetato di barite per mezzo dell'iposolfito di soda, e lavando con alcole diluito il precipitato ottenuto. Il sale cristallizza in aghi trasparenti e pochissimo solubili, i quali coll'azione del calore si decompongono in acqua, solfo, solfato di barite, solfito di barite e solfuro di bario.

Iposolfito di stronziana $= SrO,S^2O^2+5Aq$ — Mescolando equivalenti equali di nitrato di stronziana e d'iposolfito di soda in soluzioni concentrate e calde, l'iposolfito di stronziana cristallizza col raffreddamento del liquido. Il sale così ottenuto racchiude 5 equivalenti d'acqua, com'è indicato dalla formula; ma se si evapora la soluzione a 50°, in modo che la cristallizzazione abbia luogo a quest'ultima temperatura, si ottengono de'piccoli prismi, che contengono un solo equivalente d'acqua. Da ciò si deduce che il sale in esame perde molto facilmente 4 equivalenti d'acqua; ma ritiene il quinto con molta forza; di modo che non si sviluppa, nemmeno alla temperatura di 180°.

Iposolfito di calce — Si ottiene mescolando delle soluzioni calde e concentrate contenenti equivalenti eguali d'iposolfito di soda e di cloruro di calcio. Sulle prime si deposita soltanto del cloruro di sodio: l'iposolfito di calce non cristallizza, che quando il liquido è sufficientemente concentrato.

Iposolfito di magnesia $= MgO,S^2O^2+6Aq$ — Si prepara versando una soluzione di acido solforoso in una soluzione di solfuro di magnesio, finchè quest'ultima abbia perduto intieramente il suo colore. Il sale è poco solubile nell'acqua, e cristallizza in prismi a base quadrata non deliquescenti. Sottomesso alla distillazione, sviluppa acqua, solfo ed acido solforoso, e lascia un residuo semifuso composto di solfato e solfito di magnesia con magnesia libera.

Iposolfito di ferro $= FeO+S^2O^2$ — Questo sale cristallizza coll'evaporazione in piccoli cristalli di color verde. Si prepara decomponendo l'iposolfito di stronziana per mezzo del solfato di ferro.

Iposolfito di nichelio $= NiO,S^2O^2+6Aq$ — Forma dei cristalli di color verde, che riscaldati si decompongono, lasciando per residuo un solfuro di nichelio. Questo sale pare isomorfo coll'iposolfito di magnesia.

Iposolfito di cobalto $= CoO,S^2O^2+6Aq$ — I cristalli di questo sale sono di color rosso, ed isomorfi con quelli del sale precedente. La loro soluzione acquosa è di color turchino.

Iposolfito di piombo $= PbO,S^2O^2$ — Si ottiene per doppia decomposizione, versando a goccia a goccia una soluzione di un sale di piombo in quella dell'iposolfito di potassa. Il precipitato che sulle prime si ridiscioglie, in ultimo diviene permanente.

L'iposolfito di piombo è una polvere bianca e poco solubile nell'acqua. Le soluzioni degl'iposolfiti alcalini lo disciolgono, formando dei sali doppi ben definiti e capaci di cristallizzare.

Iposolfito di sottossido di rame $= Cu^2O,S^2O^2$ — È solubile, di sapor dolce e scolorito.

SOLFITI

Solfito di potassa $= KO,SO^2+2Aq$ — Si prepara saturando con acido solforoso una soluzione di potassa caustica, o di carbonato di potassa. È bianco, trasparente, di sapore piccante e solfureo; cristallizza in rombottaedri deliquescenti e solubilissimi nell'acqua; esposto all'aria in

soluzione concentrata, ne attira l'ossigeno, e si copre di una crosta salina di solfato di potassa. Versando dell'etere nella soluzione del solfito di potassa contenente un eccesso di acido solforoso libero, e lasciando il miscuglio in una boccia smerigliata ben chiusa, Danson ottenne un solfito neutro della formula KO,SO^2+Aq.

La potassa combinandosi coll'acido solforoso, forma ancora un bisolfito, che cristallizza più facilmente del sale neutro, ed ha per formula KO,SO^2+HO,SO^2.

Solfito di soda $= NaO,SO^2$ — Secondo Muspratt, contiene 10, secondo Rammelsberg, 7 equivalenti d'acqua combinata. Si prepara come il sale di potassa. È bianco, trasparente, solubile nell'acqua, e capace di cristallizzare in prismi quadrangolari terminati da sommità diedre. Tutta l'acqua di cristallizzazione che racchiude si sviluppa alla temperatura di 130°. Riscaldato ad una temperatura maggiore, si fonde e nel tempo stesso si decompone, trasformandosi in un miscuglio di solfato e di solfuro; esposto all'aria si effiorisce. Combinandosi con una quantità di acido solforoso eguale a quella che già contiene, forma un bisolfito analogo a quello di potassa.

Solfito di litina $= LO,SO^2+6Aq$ — Si prepara, secondo Danson, facendo passare dell'acido solforoso sul carbonato di litina sospeso nell'acqua, finchè il carbonato sia disciolto. Evaporando la soluzione ottenuta, o versandovi dell'alcole, il solfito di litina si precipita in cristalli penniformi e bianchi, che esposti all'aria, diventano di color giallo chiaro.

Solfito di barite $= BaO+SO^2$ — È insolubile nell'acqua, solubile in una soluzione di acido solforoso. All'aria si ossida, trasformandosi in solfato.

Solfito di stronziana $= SrO+SO^2$ — Somiglia al sale di barite.

Solfito di calce $= CaO,SO^2+2Aq$ — Si presenta allo stato di polvere bianca pochissimo solubile nell'acqua, ma solubile in una soluzione di acido solforoso. Una soluzione di tal natura satura a caldo, l'abbandona durante il raffreddamento cristallizzato in lunghi aghi prismatici a base esagona. Esposto all'aria si effiorisce, trasformandosi in solfato. Col riscaldamento perde l'acqua di cristallizzazione e poi si decompone, producendo un miscuglio di solfato e di solfuro.

Solfito di magnesia $= MgO+SO^2$ — Secondo Rammelsberg, contiene 6, secondo Muspratt, 3 equivalenti d'acqua combinata. È un sale poco solubile, di sapore terroso, solfureo e disgradevole. Si può ottenere cristallizzato, lasciando tranquillamente freddare una soluzione satura e calda di solfito di magnesia nell'acido solforoso. I cristalli sono piccoli, romboedrici, trasparenti e solubili in circa 20 parti d'acqua fredda. Riscaldati in vasi chiusi, perdono da prima la loro acqua, poi tutto l'acido solforoso, lasciando in ultimo la base allo stato libero.

Solfito d'allumina $= Al^2O^3+3SO^2$ — Secondo Gougginsperg, l'idrato d'allumina si discioglie nell'acqua in cui si fa passare una corrente di acido solforoso, e forma una soluzione, la quale evaporata nel vuoto della macchina pneumatica, lascia un residuo gommoso, che probabil-

mente è il sale neutro. Riscaldando la soluzione acquosa a 74°, si sviluppa acido solforoso, e si precipita una polvere bianca, che è un sale basico della formula Al^2O^3,SO^2+4Aq. Cessato lo sviluppo dell'acido solforoso, non si trova più allumina disciolta nel liquido.

Solfito di glucina $= G^2O^3+3SO^2$ — Si prepara come il sale precedente. È solubilissimo nell'acqua, e la soluzione si decompone quando si fa bollire.

Solfito di manganese $= MnO,SO^2+2Aq$ — Si ottiene facendo passare una corrente di acido solforoso nel carbonato di manganese sospeso nell'acqua. Si presenta in polvere bianca, granellosa, insolubile, ed inalterabile all'aria.

Solfito d'uranio $= 2UO,SO^2+2Aq$ — Questo sale si precipita in polvere di color verde bigio, quando si mescolano due soluzioni, l'una di cloruro d'uranio, l'altra di solfito di potassa. Con un leggiero riscaldamento si decompone in acido solforoso ed in protossido d'uranio.

Solfito di ferro $= FeO+SO^2$ — Si prepara come il solfito di manganese. Il prodotto della reazione è un liquido bruno, che non è stato sufficientemente esaminato.

Solfito di sesquiossido $= Fe^2O^3,SO^2+7Aq$ — I sali di sesquiossido di ferro si colorano in rosso di sangue in contatto de'solfiti alcalini. Se si riscalda il miscuglio, si sviluppa acido solforoso, e nel tempo stesso si forma un precipitato bruno, che ha la composizione sovraindicata.

Solfito di zinco $= ZnO,SO^2+2Aq$ — Si ottiene trattando l'ossido di zinco con una soluzione di acido solforoso. È poco solubile nell'acqua, cristallizza, ed esposto all'aria, si trasforma in solfato.

Solfito di stagno $= SnO+SO^2$—Per ottenere questo sale, si discioglie l'ossido di stagno idrato in una soluzione di acido solforoso.

Solfito di cromo $= 2Cr^2O^3,3SO^3+16Aq$ — Si ottiene facendo passare dell'acido solforoso sul sesquiossido di cromo recentemente precipitato e sospeso nell'acqua. Dopo un certo tempo tutto l'ossido di cromo si discioglie, formando un liquido di color verde, il quale fatto bollire, per iscacciarne l'eccesso dell'acido solforoso, deposita una polvere dello stesso colore, che è il sale in esame.

Solfiti di rame — Se si fa passare una corrente di acido solforoso sull'idrato di rame recentemente preparato e sospeso nell'acqua, l'idrato si discioglie in un liquido di color verde azzurrastro, il quale col riposo o coll'azione del calore forma un precipitato cristallino di color rosso cinabro. Se si versa del solfito d'ammoniaca o di soda (1) nella soluzione di un sale di rame, si ottiene lo stesso composto. Il precipitato ottenuto, sia nell'uno, sia nell'altro modo è formato da prismi microscopici gialli e trasparenti. Questa sostanza, che Chevreul ha trovato composta di sottossido di rame, acido solforoso ed acqua, e che in molti libri di chimica è descritta come un solfito di sottossido, secondo Ram-

(1) Impiegando solfito di potassa invece di quello di soda o d'ammoniaca, si forma un precipitato di color rosso, che contiene della potassa combinata, e che Ragojski rappresenta colla formula poco probabile $3(CuO,SO^2)+3(Cu^2O,SO^2)+2(KO,SO^2)$.

melsberg, contiene ancora del protossido, ed è rappresentata dalla formula CuO,SO^2+Cu^2O,SO^2+2Aq.

Se si versa del solfito d'ammoniaca in eccesso in una soluzione di solfato di rame, sicchè il precipitato da prima formato sia ridisciolto, e poi si riscalda il liquido misto, si separa un doppio solfito di sottossido di rame e di ammoniaca in fogliole cristalline scolorite o giallastre. Se si mette questo sale in sospensione nell'acqua, e si fa passare nel liquido una rapida corrente d'acido solforoso, si forma secondo Ragojski, un precipitato rosso del colore del minio, che è un solfito di sottossido di rame della formula Cu^2O,SO^2+Aq. Questo sale trattato con acido idroclorico, si decompone, trasformandosi in sottocloruro, e si discioglie nell'ammoniaca, formando un liquido scolorito, il che dimostra che tutto il rame vi è contenuto allo stato di sottossido.

Solfito di bismuto $= BiO^3+SO^2$ — L'ossido di bismuto anidro, qual'è quello che si ottiene colla calcinazione del nitrato, non si combina coll'acido solforoso; ma se si agita con una soluzione satura di questo gas dell'ossido di bismuto recentemente precipitato, e si lasciano le due sostanze in contatto per più giorni, si forma, secondo Danson, un solfito di bismuto della formula sovraindicata.

Il sale allo stato umido ha un color pagliarino; ma disseccandosi divien quasi bianco. Riscaldato in un tubo, produce un sublimato bianco che non è stato esaminato.

Solfito di piombo $= PbO+SO^2$ — È insolubile. Riscaldato a rosso, si trasforma in un miscuglio di solfato e di solfuro. L'acido nitrico concentrato lo converte in solfato.

Solfiti di mercurio — Se in una soluzione di nitrato di protossido di mercurio evaporata a consistenza sciropposa, si versa un solfito alcalino, si precipita, giusta le osservazioni di Péan de Saint-Gilles, una sostanza bianca, pesante e caseosa, che è un solfito di protossido di mercurio. Siccome peraltro la soluzione mercuriale evaporata suol contenere del nitrato neutro e del nitrato bibasico in proporzioni variabilissime, il precipitato che si forma è anch'esso un miscuglio di solfito neutro $HgO+SO^2$ e di solfito bibasico $2HgO+SO^2$.

Il solfito di mercurio così ottenuto si discioglie nell'acido idroclorico, senza lasciar residuo; si decompone in contatto della potassa, e degl'ioduri alcalini, colorandosi nel primo caso in giallo, nel secondo in rosso; e si discioglie nelle soluzioni de'solfiti e de'cianuri alcalini. Tali reazioni fanno vedere chiaramente che il mercurio vi è contenuto allo stato di protossido.

Se invece del nitrato di mercurio, si adopera per preparare questo sale il cloruro, il fosfato o l'ossalato, tali composti si disciolgono nel solfito alcalino, formando de'sali doppi. L'acetato di mercurio non produce solfito, ma si riduce parzialmente.

Solfito d'argento $= AgO+SO^2$ — Precipitando un sale d'argento solubile con un solfito alcalino, il solfito d'argento si deposita in cristallini bianchi, risplendenti ed inalterabili all'aria. Si combina coi solfiti alcalini e forma de'sali doppi.

Solfito di platino — Il protossido di platino si discioglie lentamente nell'acqua satura di acido solforoso, colorandola in bruno verdastro. Saturando l'acido libero con carbonato di soda, si precipita un doppio solfito, che ha per formula $3(NaO,SO^2)+PtO,SO^2$, e contiene dell'acqua di cristallizzazione. Questo sale presenta la singolarità di non manifestare la presenza del platino quando vien trattato coi reagenti ordinarii.

Il solfito d'ammoniaca si combina ancora con quello di platino, e dà origine ad un sale doppio, che per le proprietà è analogo al precedente.

DITIONATI

Ditionato di potassa $=KO+S^2O^5$ — Si prepara decomponendo una soluzione di ditionato di barite con solfato di potassa, ed evaporando la soluzione, dopo d'averla separata dal solfato di barite precipitato.

È inalterabile all'aria, cristallizzato, anidro, solubile nell'acqua, e di sapore amaro. Possiede la proprietà comune a tutti i ditionati, di decomporsi col riscaldamento in acido solforoso che si sviluppa, ed in solfato.

Ditionato di soda $= NaO,S^2O^5+Aq$ — Si ottiene come quello di potassa. Cristallizza in grossi prismi di sapore amarissimo, che non si alterano in contatto dell'aria.

Ditionato d'ammoniaca $= AzH^4O,S^2O^5+Aq$ — Si prepara come i due sali precedenti. È solubilissimo nell'acqua, e però di difficile cristallizzazione.

Ditionato di barite $= BaO,S^2O^5+4Aq$ — Per ottenere questo sale, si segue il metodo che abbiamo indicato nel descrivere la preparazione dell' acido ditionico. Coll' evaporazione spontanea cristallizza in prismi quadrangolari contenenti 4 equivalenti d' acqua : i cristalli si effloriscono in contatto dell' aria. Le soluzioni calde producono raffreddandosi de'cristalli di una forma diversa ed inalterabili, i quali non contengono che due soli equivalenti d'acqua.

Quando vien riscaldato, perde prima l' acqua di cristallizzazione, poi sviluppa acido solforoso, e lascia un residuo di solfato di barite.

Ditionato di stronziana $= SrO,S^2O^5+4Aq$ — Somiglia in tutto al ditionato di barite, e si ottiene allo stesso modo.

Ditionato di calce $=CaO,S^2O^5+4Aq$ — Somiglia intieramente al sale di barite ed a quello di stronziana.

Ditionato di magnesia $= MgO,S^2O^5+6Aq$ — I cristalli di questo sale sono solubilissimi nell'acqua ed inalterabili all'aria.

Ditionato d'allumina $= Al^2O^3+3S^2O^5$ — Precipitando il ditionato di barite con solfato d' allumina, si forma il ditionato d' allumina, che rimane disciolto nel liquido; ma la soluzione si decompone a misura che si evapora, sicchè è molto difficile ottenere il sale cristallizzato.

Ditionato di manganese $= MnO+S^2O^5$ — Descrivendo la preparazione dell'acido ditionico, abbiamo indicato il metodo, con cui si può ottenere una soluzione acquosa di ditionato di manganese. Evaporando il liquido, resta una massa salina deliquescente.

Ditionato di ferro = FeO,S^2O^5+5Aq — Si ottiene precipitando il protosolfato di ferro col ditionato di barite. Evaporando la soluzione, il ditionato di ferro cristallizza in prismi di color verde. Questi cristalli esposti all'aria si perossidano, ma senza efflorirsi.

Ditionato di nichelio = NiO,S^2O^5+6Aq — Si prepara come i precedenti, decomponendo il ditionato di barite con solfato di nichelio. Il sale cristallizza in lunghi prismi di color verde solubilissimi nell'acqua.

Versando ammoniaca nella soluzione di questo sale, si precipita una polvere turchina, che ha per formula $NiO,S^2O^5+3AzH^3$.

Ditionato di zinco = ZnO,S^2O^5+6Aq — Si ottiene come i precedenti. Questo sale è solubilissimo nell'acqua, ed è ben difficile di poterlo ottenere cristallizzato. Facendo bollire la sua soluzione, si converte in solfato.

Ditionato di cromo = $Cr^2O^3+3S^2O^5$ — Cristallizza in ottaedri di color violaceo solubili nell'acqua.

Ditionato di rame = CuO,S^2O^5+4Aq — Si prepara col solito metodo, versando una soluzione di solfato di rame in una soluzione di ditionato di barite. Cristallizza in piccoli prismi solubilissimi nell'acqua, insolubili nell'alcole, ed un poco efflorescenti all'aria secca.

Aggiungendo un po'd'ammoniaca alla soluzione di questo sale, si precipita un ditionato basico in polvere di color verde traente all'azzurro.

Ditionato di piombo = PbO,S^2O^5+4Aq — Il miglior metodo per prepararlo è quello di sciogliere il carbonato di piombo in una soluzione d'acido ditionico. Coll'evaporazione spontanea il sale produce dei cristalli voluminosi inalterabili all'aria, e facilmente solubili.

Ditionato di mercurio — Il sale neutro non è conosciuto. L'ossido di mercurio si discioglie facilmente nell'acido ditionico; ma invece del ditionato di mercurio, si forma un solfato di sottossido che cristallizza. Adoperando l'ossido in eccesso, resta un sale basico in forma di polvere bianca ed insolubile = $5HgO+2S^2O^5$.

Ditionato di sottossido = $Hg^2O+S^2O^5$ — Si ottiene disciogliendo nell'acido ditionico il sottossido di mercurio di recente precipitato, ed evaporando la soluzione a dolce calore. Il sale si solidifica in cristalli scoloriti, confusi e poco solubili nell'acqua pura. La soluzione fatta bollire si annerisce.

Ditionato d'argento = AgO,S^2O^5+2Aq — Si prepara disciogliendo il carbonato d'argento nell'acido ditionico. Cristallizza in prismi ben distinti, inalterabili all'aria e solubilissimi nell'acqua.

Versando ammoniaca nella soluzione di questo sale, i due corpi si combinano, e si forma un composto, che cristallizza in prismi rombici risplendenti = $AgO,S^2O^5+2AzH^3+HO$.

SELENIATI

Seleniato di potassa $= KO+SeO^3$ — Questo sale è anidro, e somiglia intieramente al solfato della stessa base. Si ottiene facendo deflagrare un miscuglio di una parte di selenio e due di nitro.

Seleniato di soda $= NaO,SeO^3+10Aq$ — Somiglia al solfato di soda, non solo per la forma de' suoi cristalli e per la quantità d' acqua di cristallizzazione che racchiude, ma anche per la singolare anomalia che presenta la sua solubilità a diverse temperature.

Seleniato di barite $= BaO+SeO^3$ — È insolubile nell'acqua, come il solfato. Riscaldato in una rapida corrente di gas idrogeno, si trasforma con ignizione in seleniuro di bario.

Questo sale si precipita quando si versa dell'acido selenico o un seleniato solubile nella soluzione di un sale di barite.

Seleniato di calce $= CaO,SeO^3+2Aq$ — È isomorfo col gesso, da cui non si potrebbe distinguere per i caratteri esteriori, e possiede lo stesso grado di solubilità.

Seleniato di magnesia $= MgO,SeO^3+7Aq$ — Somiglia in tutto al solfato di magnesia.

Seleniato d' allumina $=Al^2O^3,3SeO^3+18Aq$ — Somiglia in tutto al solfato. Si conoscono ancora de'seleniati basici corrispondenti ai solfati basici d'allumina.

Seleniato di ferro $= FeO,SeO^3+6Aq$ — Disciogliendo la limatura di ferro nell'acido selenico diluito, si sviluppa gas idrogeno, ed evaporando la soluzione fuori del contatto dell'aria, cristallizza il seleniato in prismi di color verde azzurro, che per i loro caratteri somigliano intieramente ai cristalli del solfato di ferro.

Seleniato di rame $= CuO,SeO^3+5Aq$ — Somiglia intieramente al solfato per il colore, per la forma de' suoi cristalli e per la solubilità.

Seleniato di piombo $= PbO,SeO^3$ — È bianco, polveroso, ed insolubile nell'acqua.

Seleniato d'argento $= AgO,SeO^3$ — Somiglia al solfato per la forma de'suoi cristalli e per la solubilità.

SELENITI

Selenito di potassa $= KO+SeO^2$ — È una sostanza deliquescente, di difficile cristallizzazione, solubilissimo nell'acqua, ed insolubile nell'alcole.

Biselenito $= KO,SeO^2+HO,SeO^2$ — Si deposita facilmente da una soluzione acida in cristalli setosi. Se si versa dell'alcole nella soluzione acquosa di questo sale, esso si precipita sotto forma di liquido oleoso, che dopo breve intervallo di tempo cristallizza.

Selenito di soda $= NaO+SeO^2$ — Ha gli stessi caratteri del sale di potassa, e combinandosi con maggior quantità di acido selenioso, forma esso pure un biselenito $= NaO,SeO^2+HO,SeO^2+2Aq$.

Disciogliendo il biselenito nell'acido selenioso, e lasciando evaporare

spontaneamente la soluzione che ne risulta, si ottiene secondo Muspratt un quatriselenito $=NaO,SeO^2+3(HO,SeO^2)$. Questo sale si fonde facilmente coll'azione del calore in un liquido giallo rossastro, che sviluppa vapori d'acqua e di acido selenioso, lasciando per residuo un selenito misto ad un poco di seleniato.

Selenito d'ammoniaca $= AzH^4O+SeO^2$ — Si ottiene disciogliendo l'acido selenioso in una soluzione d'ammoniaca in leggiero eccesso, e lasciando il liquido in un luogo caldo all'evaporazione spontanea; o saturando con ammoniaca una soluzione d'acido selenioso nell'alcole. I cristalli di questo sale attirano l'umidità atmosferica. Esiste ancora un biselenito ed un quatriselenito d'ammoniaca.

Selenito di barite $= BaO+SeO^2$ — È una polvere bianca, insolubile nell'acqua, ma solubile nell'acido nitrico, nell'acido idroclorico, e nello stesso acido selenioso. Esiste ancora un biselenito, che si prepara disciogliendo il carbonato il barite nell'acido selenioso, ed evaporando la soluzione per farla cristallizzare.

Selenito di calce $= CaO+SeO^2$ — Si ottiene trattando il carbonato di calce con acido selenioso. Allo stato secco è cristallino, dolce al tatto e poco solubile. Riscaldato al calor rosso si fonde, ed in tale stato attacca fortemente il vetro e lo perfora.

Il biselenito di calce è solubile nell'acqua, e cristallizza in prismi inalterabili all'aria.

Selenito di magnesia $= MgO,SeO^2+3Aq$ — È poco solubile, e si prepara come il precedente. Coll'evaporazione produce de'cristalli microscopici, i quali esposti all'azione del calore, si conducono come il sale di calce.

Selenito di manganese $= MnO,SeO^2+2Aq$ — Si prepara come i seleniti di calce e di magnesia. È una polvere bianca e granellosa, insolubile nell'acqua, solubile a freddo nell'acido idroclorico, che non la decompone, se non coll'aiuto del riscaldamento.

Selenito di ferro $= FeO+SeO^2$ — Versando la soluzione d'un sale di protossido di ferro in quella d'un selenito neutro, si forma un precipitato bianco, che è il selenito di ferro; ma l'esistenza di questo sale è passaggiera, giacchè si converte rapidamente in sale di sesquiossido, assorbendo l'ossigeno dell'aria.

Selenito di sesquiossido $= Fe^2O^3+3SeO^2$ — È una polvere bianca, la quale disseccandosi divien gialla, e si ottiene facilmente per doppia decomposizione.

Selenito di nichelio $= NiO,SeO^2+Aq$ — È una polvere insolubile di color verde, che disseccandosi diviene bianca, e si ottiene per doppia decomposizione.

Selenito di zinco $= ZnO,SeO^2+2Aq$ — È una polvere bianca, cristallina ed insolubile nell'acqua. Questo sale riscaldato, perde prima l'acqua di cristallizzazione, poi si fonde in un liquido trasparente, che raffreddandosi si rapprende in massa cristallina. Se si riscalda ad una temperatura più elevata, si sviluppano vapori di acido selenioso, ed il residuo costituisce un selenito basico.

Quatriselenito $= ZnO,SeO^2+3(HO,SeO^2)$ — Mettendo delle lamine di zinco in una soluzione concentrata di acido selenioso, si deposita uno strato sottile di selenio, ed il liquido evaporato prima a dolce calore, e poi nel vuoto, si rapprende in una massa di consistenza sciropposa, che dopo qualche settimana deposita de'cristalli del sale in esame.

Il quatriselenito di zinco cristallizza in prismi rombici monoclini, inalterabili all'aria e solubili nell'acqua. La soluzione è limpida e scolorita; ma s'intorbida quando viene riscaldata, decomponendosi in selenito neutro che si precipita, ed in acido selenioso che rimane nel liquido. La stessa decomposizione ha luogo quando si riscalda il sale cristallizzato, e basta una temperatura di 30° o 40° per produrre un tale effetto.

Selenito di cadmio — È un precipitato bianco e fioccoso, che all'aria prende una tinta ranciata. Si prepara per doppia decomposizione.

Selenito di cromo $= Cr^2O^3+3SeO^2$ — Si prepara, secondo Muspratt, versando del selenito d'ammoniaca in una soluzione di cloruro verde di cromo. È una polvere verde ed amorfa insolubile nell'acqua, ma solubile nell'acido selenioso.

Selenito di rame $= CuO+SeO^2$ — Versando una soluzione calda d'un sale di rame in quella del biselenito d'ammoniaca, si precipita il selenito di rame neutro in forma di deposito giallastro e caseoso. Questo precipitato dopo alcuni istanti si addensa, e si trasforma in piccoli grani cristallini di lucentezza setacea e di colore azzurrognolo. Questi cristalli sono insolubili, tanto nell'acqua, quanto in una soluzione di acido selenioso; col riscaldamento perdono l'acqua di cristallizzazione che racchiudono, e diventano di color bruno; ad un più forte grado di calore si fondono ed entrano in ebollizione, sviluppando vapori di acido selenioso. Secondo Muspratt, questo sale contiene $\frac{1}{3}$ di equivalente d'acqua di cristallizzazione, sicchè per evitare le frazioni, bisogna scrivere la formula del sale cristallizzato $3(CuO,SeO^2)+Aq$.

Selenito di piombo $= PbO+SeO^2$ — Versando l'acido selenioso nella soluzione d'un sale di piombo, si precipita una polvere bianca, che è il selenito in esame. Questo sale è leggermente solubile nell'acqua; ad una temperatura elevata si fonde in un liquido giallo e trasparente, che raffreddandosi ridivien bianco ed opaco. Al calore dell'incandescenza sviluppa acido selenioso, e si converte in un sale basico.

Karsten ha trovato il selenito di piombo nel regno minerale in cristalli mammellonari di color giallo di solfo.

Selenito d'argento $= AgO+SeO^2$ — Precipitando il nitrato d'argento con una soluzione di acido selenioso, si ottiene il selenito d'argento in polvere bianca pochissimo solubile nell'acqua, ma solubile nell'acido bollente. Esposto ad un forte grado di calore, questo sale si fonde, sviluppando ossigeno, e poscia acido selenioso.

TELLURATI

Tellurato di potassa $= KO,TeO^3+5Aq$ — Mescolando l'acido tellurico con una soluzione di potassa caustica abbastanza concentrata ed in eccesso, s'ottiene una sostanza coagulata, molle e viscosa, che è il sale neutro. Riscaldando il miscuglio, il coagulo si discioglie, e raffreddando la soluzione gradatamente a qualche grado sotto zero, cristallizza il tellurato in esame.

Il tellurato di potassa è solubilissimo nell'acqua, ma insolubile nell'alcole. È parzialmente decomposto dall'acido carbonico dell'aria, che lo trasforma in carbonato ed in bitellurato.

Se invece d'impiegare un eccesso di potassa, si prende un equivalente di carbonato di potassa per due di acido tellurico, si ottiene il bitellurato $=KO+2TeO^3$. Adoperando un equivalente di carbonato di potassa per quattro di acido tellurico, si ottiene il quatritellurato $=KO+4TeO^3$.

Tellurato di soda $=NaO,TeO^3+2Aq$ — Saturando l'acido tellurico colla soda caustica, il composto che si forma resta disciolto; ma se l'alcali è in eccesso, il sale neutro si separa in croste cristalline pochissimo solubili.

Versando acido acetico nella soluzione del sale precedente, evaporando il liquido a bagno maria, e trattando il residuo con alcole, resta un bitellurato di soda $= NaO+2TeO^3$. Se poi si tratta un equivalente di carbonato di soda con quattro di acido tellurico, si ottiene un quatritellurato $= NaO+4TeO^3$.

Tellurato d'ammoniaca $= AzH^4O+TeO^3$ — L'ossido d'ammonio si combina coll'acido tellurico negli stessi rapporti che la potassa e la soda. Quindi tre sali: un tellurato neutro, un bitellurato, un quatritellurato.

Il sale neutro si ottiene in forma di crosta cristallina, aggiungendo sale ammoniaco ed una piccola quantità di ammoniaca caustica ad una soluzione bollente di tellurato neutro di potassa. È poco solubile nell'acqua fredda, solubilissimo nell'acqua calda.

Tellurati di barite, di calce, di stronziana, di magnesia — Sono tutti insolubili, e si ottengono precipitando i sali solubili di queste basi con un tellurato alcalino. Il precipitato che si forma ha una composizione corrispondente a quella del tellurato di cui si è fatto uso. Perciò con ciascuna base si può ottenere un tellurato neutro, un bitellurato, ed un quatritellurato, adoperando un sale alcalino d'una composizione analoga.

Gli altri tellurati sono insolubili, e si preparano per doppia decomposizione.

CLORATI

Clorato di potassa $= KO + ClO^5$ — Questo sale è anidro, bianco, e si presenta in isquame cristalline poco solubili nell' acqua alla temperatura ordinaria, ma solubilissime al calore dell' ebollizione. Ha un sapore fresco e disgradevole. Riscaldato, si fonde prima d'arroventarsi in un liquido scorrevole e trasparente come l'acqua; più in là comincia a decomporsi in gas ossigeno ed in cloruro di potassio; ma dopo un certo tempo il sale si solidifica intieramente, e lo sviluppo del gas si arresta per qualche momento: allora tutto il clorato è decomposto, e convertito in cloruro di potassio ed in ossiclorato di potassa. Quest'ultimo esige una temperatura più elevata per decomporsi, e però bisogna riscaldarlo più fortemente per separarne tutto l'ossigeno.

Quando si mescola del clorato di potassa con corpi combustibili come solfo, resine, zucchero, ec., e si versa sul miscuglio una goccia di acido solforico, ha luogo immediatamente una vivissima combustione, dovuta alla decomposizione dell'acido clorico. Percuotendo un miscuglio di questo sale e fiori di solfo in un mortaio, si produce una detonazione fortissima accompagnata da formazione di acido solforoso. Il fosforo mescolato con un poco di questo sale e percosso con un martello, esplode parimente, ed il fosforo acceso viene scagliato da tutte le parti.

Per preparare il clorato di potassa, si fa arrivare del gas cloro in una soluzione concentrata di potassa caustica, fino a che il liquido cessi di assorbirne. Sul principio non cristallizza che il cloruro di potassio; perciò si mette da parte questo primo prodotto, il quale contiene sì poco clorato, che non merita il conto di separarlo. A misura che la reazione progredisce, si ottiene sempre più clorato, ed in ultimo la soluzione diviene gialla, acquista l'odore del cloro e non dà altro prodotto; sicchè, come questo indizio si manifesta, conviene sospendere l'operazione. Il clorato così ottenuto ritiene ancora molto cloruro di potassio, perciò conviene discioglierlo in due o tre volte il suo peso di acqua bollente e farlo cristallizzare. I cristalli, raccolti, lavati con un po'd'acqua fredda, ed asciugati, vengono nuovamente disciolti nell'acqua bollente e lasciati cristallizzare, operazione che si ripete tre o quattro volte. Si giudica che il sale è perfettamente puro, quando non intorbida più la soluzione di nitrato d' argento.

Graham ha introdotto nella fabbricazione di questo sale in grande un perfezionamento importante, il quale consiste nel far passare il cloro sopra un miscuglio secco di carbonato di potassa e idrato di calce: il miscuglio si riscalda a segno, che la temperatura oltrepassa i 100 gradi. Finito l' assorbimento, si ha una mescolanza di carbonato di calce, cloruro di potassio e clorato di potassa. Trattando la massa con acqua bollente e filtrando la soluzione, il clorato cristallizza.

Clorato di soda $= NaO + ClO^5$ — Si prepara saturando una soluzione di acido clorico con carbonato di soda. È anidro, solubilissimo

nell' acqua, poco solubile nell' alcole, e cristallizza in cubi. Col riscaldamento si decompone come il sale di potassa, sviluppando ossigeno, e si conduce allo stesso modo coi corpi combustibili.

Clorato di litina $= LO,ChO^5 + Aq$ — Si prepara disciogliendo il carbonato di litina nell'acido clorico. Si presenta in massa cristallina bianca e deliquescente fusibile a 50°. A 140° si decompone, sviluppando acqua, ossigeno ed un po' di cloro, e lascia per residuo un cloruro di litio dotato di reazione alcalina.

Clorato d'ammoniaca $= AzH^4O + ChO^5$ — Il miglior metodo di preparazione consiste a precipitare il clorato di barite per mezzo del carbonato d'ammoniaca. Lasciando la soluzione sotto una campana accanto all' acido solforico, il sale cristallizza in prismi anidri solubilissimi nell'acqua, e poco solubili nell' alcole anidro. Questo sale riscaldato a 102°, si decompone tutto ad un tratto, sviluppando una luce rossastra. Lasciato per molto tempo a se stesso alla temperatura dell'ambiente, diviene giallo, e tramanda un odore irritante; finalmente si decompone, producendo una esplosione fortissima. Secondo Wonfor, tale fenomeno è preceduto da formazione di cloruro d'azoto, il quale decomponendosi, dà luogo all' esplosione summentovata.

Clorato di barite $= BaO,ChO^5 + Aq$ — Il miglior metodo per preparare questo sale, che spesso s'impiega ne'laboratorii per ottenere l'acido clorico, è il seguente. Si pesano dall' una parte due equivalenti di acido tartarico e dall' altra un equivalente di clorato di potassa. Si discioglie l'acido tartarico nell'acqua, e si divide la soluzione in due parti eguali, indi si satura esattamente l' una con ammoniaca, o con carbonato di ammoniaca, e poi si aggiunge l'altra. Si ottiene per tal modo del bitartarato d' ammoniaca, che si procura di disciogliere, aggiungendo al liquido una sufficiente quantità d'acqua, e riscaldando nel tempo stesso, acciò la soluzione sia quanto più concentrata è possibile. Disciogliendo ancora il clorato nella minor quantità di acqua bollente possibile, e mescolando le due soluzioni, si forma per doppia decomposizione del bitartarato di potassa, che si precipita, e del clorato d' ammoniaca, che resta disciolto. Ciò fatto, si lascia raffreddare il liquido e dopo l' intervallo di un giorno circa, si decanta la soluzione dal bitartarato di potassa precipitato, e si concentra a dolce calore; quindi si lascia di nuovo raffreddare, si decanta la soluzione, e si mescola con un egual volume d' alcole ordinario, che precipita dell' altro bitartarato di potassa. Si evapora di nuovo la soluzione per separarne l'alcole, si decompone con un eccesso di barite e si riscalda, finchè non si sviluppano più vapori ammoniacali. Finalmente si separa l'eccesso della barite, facendo passare nel liquido una corrente di acido carbonico, e si concentra la soluzione filtrata, finchè cominci a cristallizzare. Il clorato di barite cristallizza con produzione di luce in prismi rombici. A 120° perde l'acqua di cristallizzazione, e a 250° comincia a sviluppare ossigeno, lasciando in ultimo un residuo di cloruro di bario leggermente alcalino. Riscaldato rapidamente, produce un' esplosione.

Clorato di stronziana $= SrO + ChO^5$ — Si ottiene come il prece-

dente. La soluzione di questo sale, evaporata a consistenza sciropposa, cristallizza in grandi piramidi un po'deliquescenti, ed insolubili nell'alcole. Col riscaldamento si decompone, come il sale di barite.

Clorato di calce = CaO,ClO^5+2Aq — Cristallizza in prismi rombici monoclini, deliquescenti e solubili nell' alcole. Riscaldato abbandona prima l'acqua, poscia l'ossigeno, e lascia in ultimo un residuo di cloruro di calcio dotato di reazione alcalina.

Clorato di magnesia=MgO,ClO^5+6Aq—Produce delle lamelle cristalline deliquescenti, solubilissime nell' acqua e nell' alcole. A 40° si fonde, a 120° cede l'acqua, e comincia a sviluppare il suo ossigeno e porzione del cloro.

Clorato di manganese = $MnO+ClO^5$ — Si prepara precipitando il clorato di barite per mezzo del solfato di manganese. La soluzione non si decompone quando si fa bollire; ma arrivata ad un certo grado di concentrazione, si risolve in ossigeno, cloro e perossido di manganese.

Clorato di ferro = $FeO+ClO^5$ — Si ottiene come il precedente. La sua soluzione assorbe l' ossigeno dell' aria e deposita una polvere di color cannella scuro, che è un clorato basico di sesquiossido.

Clorato di zinco=ZnO,ClO^5+6Aq — Si può ottenere in massa cristallina deliquescente, e solubilissima nell' acqua e nell' alcole. A 60° si fonde, e ad una temperatura maggiore si decompone, sviluppando vapor d' acqua, cloro e ossigeno, e lasciando dell' ossido di zinco per residuo.

Clorato di nichelio=NiO,ClO^5+6Aq — Cristallizza in ottaedri regolari d' un bel color verde carico, deliquescenti e solubilissimi nell'acqua e nell' alcole. Si fonde a 80°; a 140° comincia a sviluppare acqua, cloro ed ossigeno, ed a 200° lascia un miscuglio di sesquiossido e di cloruro di nichelio.

Clorato di cobalto = CoO,ClO^5+6Aq — Somiglia in tutto al precedente, ma è di color rosso.

Clorato di piombo = PbO,ClO^5+Aq — Cristallizza in prismi rombici risplendenti e diafani, che all'aria diventano opachi. Questo sale non è deliquescente, ma si scioglie con facilità nell' acqua e nell' alcole. A 150° perde l'acqua, ed a 200° si decompone con effervescenza, sviluppando cloro e ossigeno, e lasciando un residuo semifuso composto di perossido e cloruro di piombo, il quale con una calcinazione ulteriore sviluppa ossigeno, e si converte in ossicloruro.

Clorato di rame = CuO,ClO^5+6Aq — Cristallizza, ma con molta difficoltà, in ottaedri regolari di color verde scuro, deliquescenti e solubili nell'alcole.

Clorato di mercurio = $2HgO,ClO^5+Aq$ — Cristallizza in ottaedri colle sommità troncate, il che dà a tali cristalli l' apparenza di tavole. Messo in contatto dell' acqua, si scinde in un sale acido solubile, ed in un sale basico che si precipita. Col riscaldamento sviluppa ossigeno, e si trasforma in ossicloruro di mercurio.

Clorato di sottossido = Hg^2O+ClO^5 — Cristallizza in lunghi prismi trasparenti, che esposti all' aria diventano opachi. Prima di subire tal cambiamento si discioglie con facilità nell' acqua e nell' alcole; ma dopo

lascia un residuo bianco insolubile, il quale divien nero coll'ebollizione. Esposto all' azione del calore, si conduce come il sale precedente.

Clorato d' argento $= AgO + ClO^5$ — Cristallizza in prismi rettangolari, solubili nell' acqua e nell' alcole. Se vien riscaldato lentamente, verso 230° si fonde, ed a 270° si decompone in ossigeno ed in cloruro d' argento. Riscaldato rapidamente, esplode.

CLORITI

Clorito di potassa$= KO + ClO^3$ — Saturando con idrato di potassa una soluzione di acido cloroso, il colore giallo del liquido sparisce, ma la combinazione non si effettua che dopo lo spazio di alcune ore. Se si adopera un eccesso di acido cloroso, si forma un liquido rosso, che sembra contenere un sale acido. Evaporando la soluzione a bagno maria, l' acido sovrabbondante sviluppasi, e resta una sostanza salina deliquescente. Il sale disseccato si converte in clorato ed in cloruro alla temperatura di 160°.

Clorito di soda $= NaO + ClO^3$—Somiglia al precedente; ma si può fondere senza alterarsi. Alla temperatura di 250° si decompone, come il sale di potassa.

Clorito di barite$= BaO + ClO^3$ — È solubilissimo, e capace di cristallizzare per evaporazione. Si decompone a 235°.

Clorito di stronziana$= SrO + ClO^3$ — È deliquescente, e si decompone a 208°.

Clorito di piombo$= PbO + ClO^3$ — Si ottiene per doppia decomposizione, per mezzo del nitrato di piombo e del clorito di barite. Mescolando le due soluzioni, il clorito di piombo si precipita in polvere di un bel color giallo di solfo. Bisogna per altro prendere la precauzione di aggiungere al sale di barite un grande eccesso di acido cloroso.

Il clorito di piombo è insolubile nell'acqua; gli acidi diluiti lo decompongono con difficoltà; l' idrogeno solforato lo trasforma in solfato di piombo; a 126° si decompone, producendo una specie di esplosione.

Clorito d' argento $= AgO + ClO^3$ — Si prepara precipitando una soluzione di clorito di potassa o di soda con eccesso d'alcali, per mezzo del nitrato d' argento. Il precipitato è un miscuglio di ossido e di clorito d'argento; se si fa bollire in seno dello stesso liquido, e si filtra per separarne l' ossido indisciolto, il sale cristallizza durante il raffreddamento della soluzione, in iscaglie cristalline di color giallo. A 105° esplode.

I cloriti di mercurio non sono stati ancora esaminati.

IPOCLORITI

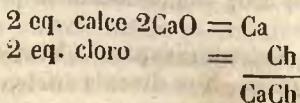
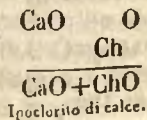
Ipoclorito di potassa—Questo sale non è stato ancora ottenuto allo stato solido. La sua soluzione si prepara, facendo passare il gas cloro in una soluzione non molto concentrata di carbonato di potassa. Il liquido

che risulta da tale reazione, ha un odore e un sapore, che ricordano l'odore e il sapore dell'acido ipocloroso; distrugge come questo i colori di natura organica, e viene per tal ragione adoperato per cavar le macchie di frutte, e per imbiancare in poco tempo i tessuti di cotone, di canapa e di lino. Per la reazione del cloro sul carbonato alcalino, oltre all'ipoclorito, si forma ancora del cloruro di potassio, che resta disciolto nel liquido.

Ipoclorito di soda — La soluzione di questo sale si prepara come quella del sale di potassa, ha le stesse proprietà, e si adopera agli stessi usi.

Ipoclorito di calce — Questo sale si prepara in grande nelle arti, e s'impiega a quegli stessi usi, a cui altravolta destinavasi il cloro. Si chiama nel linguaggio commerciale *cloruro di calce*, e si ottiene esponendo l' idrato di calce all' azione del gas cloro. Per favorire l' assorbimento, si suol distendere la calce sopra tavole in istrati sottili, ma di larga superficie, e si procura d' impedire il riscaldamento della massa, per evitare che l' ipoclorito si converta in clorato.

Come trovasi in commercio questo sale è bianco, parzialmente solubile nell' acqua, e dotato ad un grado eminente della proprietà di distruggere gli odori ed i colori di natura organica. La soluzione di questo corpo si decompone in contatto dell'acido carbonico dell'aria, il quale ne precipita la calce allo stato di carbonato, e dà luogo ad uno sviluppo di gas cloro. Ad una decomposizione di tal natura il cloruro di calce deve la sua efficacia come sostanza decolorante e disinfettante; difatto un pezzo di tela bruna, o un tessuto colorato con sostanze organiche, imbevuti d'una soluzione d'ipoclorito di calce, ed esposti all'aria atmosferica per qualche istante, perdono del tutto il loro colore, e diventano bianchissimi. Facendo passare dell'aria infetta da esalazioni putride sull' ipoclorito allo stato solido, quest' aria perde ogni cattivo odore. Tali effetti sono dovuti al cloro che si sviluppa per la reazione dell'acido carbonico dell'aria sull'ipoclorito; e difatto se si fa l'esperienza con aria privata dell' acido carbonico che naturalmente contiene, per mezzo della potassa, l'ipoclorito in questo caso non esercita veruna azione. Tutti gli acidi operano come l' acido carbonico; per cui volendo accrescere la forza decolorante dell'ipoclorito di calce, basta aggiungere un po'di acido solforico alla soluzione di questo sale.

Bisogna intanto avvertire che il *cloruro di calce* del commercio, oltre all' ipoclorito, contiene ancora del cloruro di calcio e della calce libera. Quanto alla calce, è un corpo accessorio che vi resta mescolato, non essendo possibile di saturarla intieramente di cloro nelle condizioni in cui si opera. Il cloruro di calcio all' incontro è un prodotto necessario della reazione :

2 eq. calce $2CaO$	$= Ca$	CaO	O
2 eq. cloro	$= Ch$		Ch
	$CaCh$	$CaO+ChO$	
	Cloruro di calcio	Ipoclorito di calce.	

Secondo Mitscherlich, aggiungendo un po'di perossido di manganese, d'ossido di mercurio, d'ossido di ferro o d'ossido di rame ad una soluzione d'ipoclorito di calce alla temperatura ordinaria, si sviluppa ossigeno, finchè v'è ipoclorito da decomporre, ed in ultimo rimane un residuo di cloruro di calcio. Lo stesso fenomeno ha luogo, secondo Keller, quando si fa bollire una soluzione acquosa d'ipoclorito; ma l'ossigeno che in tal caso si sviluppa contiene una traccia di cloro. Impiegando 15 grammi d'ipoclorito e 60 g. d'acqua, il Chimico prenominato ha ottenuto 420 centimetri cubici di gas, e mescolandovi 8 grammi di biossido di manganese, ha potuto raccogliere fino a 620 centimetri cubici di ossigeno, senza che il biossido adoperato si fosse menomamente decomposto. Quindi egli raccomanda questo metodo, come più economico di tutti gli altri per preparare l'ossigeno.

BROMATI

Bromato di potassa $= KO + BrO^5$ — Disciogliendo il bromo in una concentrata soluzione di potassa caustica, si forma bromuro di potassio, che resta disciolto nel liquido, e si precipita il bromato, a misura che si produce. È poco solubile nell'acqua fredda (1 p. di sale ne richiede 17 d'acqua alla temperatura di 17°); ma si discioglie benissimo nell'acqua bollente, e col raffreddamento della soluzione cristallizza in aghetti aggruppati. Esposto all'azione del calore si fonde, sviluppando sulle prime una piccola quantità di ossigeno; ma poscia tale sviluppo divien rapidissimo, e si effettua con una specie di esplosione, dopo di che non rimane altra cosa che bromuro di potassio.

Bromato di soda $= NaO + BrO^5$ — Cristallizza in tetraedri, secondo Mitscherlich, ed è isomorfo col bromato di potassa. Raffreddando una soluzione di questo sale ad una temperatura inferiore a quella di +4°, si formano dei cristalli aghiformi, i quali contengono dell'acqua combinata, e si effioriscono all'aria. Questo sale è solubilissimo nell'acqua, e si può ottenere, saturando con carbonato di soda una soluzione di acido bromico.

Bromato d'ammoniaca $= AzH^4O + BrO^5$ — Si ottiene decomponendo il bromato di barite con carbonato d'ammoniaca, e cristallizza coll'evaporazione in grani bianchi, la cui forma sembra appartenere al sistema cubico. Il più lieve riscaldamento basta per farlo esplodere; ed abbandonato a se stesso, tosto o tardi produce un'esplosione violenta, per poco che s'innalzi la temperatura dell'ambiente.

Bromato di barite $= BaO,BrO^5 + Aq$ — Forma de'piccoli prismi aciculari. Riscaldato si decompone con isviluppo di luce, lasciando un residuo di bromuro di bario.

Bromato di stronziana $= SrO,BrO^5 + 2Aq$ — Cristallizza in prismi rombici inalterabili all'aria secca.

Bromato di calce $= CaO,BrO^5 + Aq$ — Cristallizza quando la sua soluzione è evaporata a consistenza sciropposa. Non diventa anidro che alla temperatura di 180°, ed è solubilissimo nell'acqua.

Bromato di magnesia $= MgO,BrO^5+6Aq$ — Cristallizza in ottaedri regolari solubilissimi nell'acqua. Nell'aria secca si effiorisce, e col riscaldamento si fonde nella sua acqua di cristallizzazione; poscia si decompone, lasciando un residuo di magnesia pura.

Bromato di zinco $= ZnO,BrO^5+6Aq$ — È isomorfo col sale di magnesia. Esposto nel vuoto pneumatico accanto all'acido solforico, si effiorisce. Ad una temperatura un poco superiore a quella di 100° si fonde nell' acqua di cristallizzazione; ma non diviene del tutto anidro che a 200°, temperatura a cui comincia a decomporsi.

Se si mescola con una soluzione d'ammoniaca, si forma sulle prime un precipitato gelatinoso di ossido di zinco idrato, che ben tosto si ridiscioglie nell'eccesso dell'alcali. Evaporando il liquido sotto una campana accanto alla potassa caustica, si formano de' cristallini prismatici e deliquescenti, i quali si decompongono coll'azione del calore, agitandosi con rapidità, ed imitando i movimenti d'un razzo. La loro formula bruta è $AzH^3+BrO^5+ZnO+3HO$, alla quale potrebbesi sostituire la formula razionale $AzH^4O,BrO^5+ZnO,2HO$.

Bromato di cadmio $= CdO,BrO^5+Aq$ — Si presenta in cristalli ben determinati, i quali colla calcinazione si decompongono, lasciando un miscuglio di ossido e di bromuro. Due equivalenti di questo sale, combinandosi con tre equivalenti d' ammoniaca, producono un composto, che si presenta in forma di polvere bianca e cristallina.

Bromato di ferro — Somiglia al sale di magnesia, ma si decompone più facilmente, e lascia per residuo un sale basico di sesquiossido.

Bromato di sesquiossido — Non cristallizza. Dopo d'essere stato ben prosciugato, lascia un sale basico $= 5Fe^2O^3,BrO^5+30Aq$.

Bromato di nichelio $= NiO,BrO^5+6Aq$ — Cristallizza in ottaedri isomorfi con quelli del sale di magnesia. Colla calcinazione lascia l'ossido puro per residuo. Coll'ammoniaca produce una polvere di color verde azzurro $= NiO,BrO^5+AzH^3$, la quale vien decomposta dall'acqua.

Bromato di cobalto $= CoO,BrO^5+6Aq$ — L'ammoniaca discioglie questo sale in un liquido rosso, che esposto all'aria diviene bentosto di color bruno carico, ed evaporato sull'acido solforico, lascia una sostanza deliquescente quasi nera.

Bromato d'uranile — Non cristallizza, ed evaporato a secco, si decompone, lasciando un sale basico per residuo.

Bromato di rame $= CuO,BrO^5+5Aq$ — Questo sale è solubilissimo nell'acqua; i suoi cristalli non presentano forme ben determinate. Essi sono di color verde azzurro pallido, inalterabili all'aria, ed efflorescenti nel vuoto; non pertanto l'acqua che vi è contenuta non si sviluppa in totalità che a 200°, temperatura a cui il sale stesso comincia a decomporsi.

L'ammoniaca versata nella soluzione del bromato di rame, ne precipita un sale basico $= CuO,BrO^5+5CuO$. Disciogliendo quest' ultimo nell'ammoniaca, e precipitando con alcole il liquido, si formano degli aghi cristallini di colore azzurro carico della formula CuO,BrO^5+2AzH^3.

Bromato di piombo $= PbO,BrO^5+Aq$ — È isomorfo col sale di stron-

ziana. Riscaldato a 180° circa, si decompone, trasformandosi in una mescolanza di biossido e di bromuro di piombo, con isviluppo di gas ossigeno e di vapor di bromo.

Bromato di mercurio $= HgO,BrO^5+2Aq$ — Questo sale cristallizza, e col riscaldamento si risolve in bromuro, in sottobromuro ed in metallo, mentre si sviluppano vapori di bromo e gas ossigeno.

Bromato di sottossido $= Hg^2O+BrO^5$ — Si presenta in polvere bianca ed insolubile, la quale quando vien riscaldata, produce una leggiera esplosione. Fatta bollire con acqua, si trasforma in una polvere gialla e cristallina $= 2Hg^2O+BrO^5$.

Bromato d'argento $= AgO+BrO^5$ — È una polvere bianca pochissimo solubile nell'acqua, ed alterabile alla luce. Leggermente riscaldata, si risolve in bromuro d'argento e gas ossigeno. Se si riscalda bruscamente, si decompone con isviluppo di luce, e produzione di un vapor giallo, che è del bromuro d'argento.

La soluzione di questo sale nell'ammoniaca, lasciata evaporare spontaneamente, produce certi cristalli prismatici bianchi e trasparenti, i quali contengono AgO,BrO^5+2AzH^3. L'acqua decompone tale sostanza in ammoniaca e bromuro d'argento. Se vien riscaldata esplode.

Bromato di platino — Questo sale non si può ottenere sotto forma solida. Evaporandone la soluzione, si sviluppa ossigeno, e resta del bromuro di platino disciolto nel liquido.

IODATI

Iodato di potassa $= KO+IO^5$ — Si presenta in piccoli cristalli bianchi e granellosi, poco solubili nell'acqua. Col riscaldamento cede tutto l'ossigeno che racchiude e si trasforma in ioduro. Mescolato col solfo, produce una polvere, che esplode debolmente quando viene percossa. Questo sale si scioglie coll'aiuto del calore nell'acido solforico, senza decomporsi.

Si prepara agitando l'iodo con una concentrata soluzione di potassa caustica, finchè il liquido resti colorato in giallo da un leggiero eccesso di tale sostanza. Si evapora a secco la soluzione, che contiene un miscuglio d'iodato di potassa e d'ioduro di potassio, e si tratta il residuo salino con alcole, che discioglie tutto l'ioduro, lasciando intatto l'iodato.

Questo sale può combinarsi con nuova quantità di acido, e produrre due sali acidi, vale a dire un biiodato ed un triiodato di potassa.

Iodato di soda $= NaO,IO^5+16Aq$ — Questo sale, al dire di Millon, prende delle proporzioni d'acqua differenti, a seconda della temperatura a cui cristallizza. Da 70° in sopra i cristalli che si formano sono anidri; quelli che si ottengono a +10° contengono 16 equivalenti d'acqua; Millon assicura inoltre di averne ottenuti con 10 e con 12.

Iodato di litina $= LO+IO^5$ — Si ottiene in masse cristalline, saturando una soluzione di acido iodico con carbonato di litina. Col riscaldamento si fonde, e nel tempo stesso si decompone, sviluppando ossi-

geno e vapor d'iodo, e lasciando per residuo un miscuglio di litina e d'ioduro di litio.

Iodato di barite $= BaO,IO^5 + Aq$ — Si presenta in polvere cristallina bianca e pesante. Si prepara saturando l'acido iodico con acqua di barite, e facendo bollire con un eccesso di acido iodico il precipitato che si forma. Si può anche ottenere precipitando col nitrato di barite, o col cloruro di bario l'iodato di potassa greggio, quale si ottiene trattando il clorato di potassa coll'iodo e con una soluzione molto diluita di acido azotico, come si è detto parlando della preparazione dell'acido iodico.

Iodato di stronziana $= SrO,IO^5 + Aq$ — Somiglia in tutto al sale di barite.

Iodato di calce $= CaO,IO^5 + 6Aq$ — Si prepara per doppia decomposizione, versando una soluzione di cloruro di calcio in quella d'iodato di potassa. L'iodato di calce si deposita dopo qualche istante in cristallini risplendenti.

Iodato di magnesia $= MgO,IO^5 + 4Aq$ — Riscaldato perde l'acqua che contiene, e quando è divenuto anidro, non è più solubile nell'acqua.

Iodato di rame $= CuO,IO^5 + Aq$ — Se si versa dell'acido iodico in una soluzione di solfato o di nitrato di rame, si forma un precipitato voluminoso di color bianco traente all'azzurro, che si ridiscioglie coll'agitazione del liquido, per ricomparire più tardi, ma trasformato in grani cristallini di color azzurro, i quali sono affatto insolubili. Questo stesso sale in forma granellosa si ottiene immediatamente, se invece di versare l'acido iodico nella soluzione del sale di rame, si versa il sale di rame in quella dell'acido iodico.

Finalmente se si tratta con una soluzione d'acido iodico l'idrato di rame parzialmente decomposto coll'ebollizione, ovvero l'ossido di rame calcinato al calor rosso, si ottengono, secondo Millon, due altri sali, l'uno di colore olivastro, l'altro nero, che differiscono dal precedente per la quantità dell'acqua di cristallizzazione.

Iodato di mercurio $= Hg^2O + IO^5$ — Si ottiene facilmente versando una soluzione di nitrato di sottossido di mercurio nell'acido iodico o nella soluzione d'iodato di soda. Si presenta in forma di polvere bianca insolubile nell'acqua. Riscaldato a 250° circa, si decompone producendo protoioduro di mercurio, protossido di mercurio e gas ossigeno. Non si altera nell'acqua bollente; l'acido nitrico non vi ha azione a freddo; ma col favore del riscaldamento lo converte in iodato di protossido. L'acido idroclorico lo decompone in cloruro d'iodo e protocloruro di mercurio, sviluppando gas cloro.

OSSIIODATI

Questo genere scoperto da Ammermüller e Magnus, è stata recentemente studiato da Langlois. Gli ossiiodati sono per la maggior parte idrati; ma l'acqua, o almeno una porzione di essa, vi fa l'ufficio di base, sicchè non si sviluppa coll'azione del calore, senza che l'ossiiodato stesso si decomponga. La quantità di quest'acqua basica è tale, che som-

mata coll'ossido metallico, forma un totale di 5 equivalenti di base; per cui gli ossiiodati vengono riguardati come sali pentabasici. Il sale di potassa è la sola eccezione che si conosce, mentre non contiene acqua combinata, e racchiude un solo equivalente di potassa per un equivalente di acido ossiiodico.

Ossiiodato di potassa $=KO+IO^7$ — Facendo passare una corrente di gas cloro in una soluzione d'iodato di potassa contenente un grande eccesso di potassa caustica, si formano a poco a poco de'cristalli prismatici, anidri e poco solubili, che arrossano la carta azzurra di laccamuffa.

Ossiiodato di soda $=2NaO,3HO+IO^7$ — Si ottiene facendo passare del cloro in un liquido, in cui sono disciolti equivalenti eguali d'iodato di soda e di soda caustica. Secondo Langlois, si ottiene un prodotto molto più abbondante, riscaldando il liquido misto in un bagno di acqua bollente durante l'operazione.

Questo sale è pochissimo solubile nell'acqua; ma si discioglie facilmente, se si aggiungono al liquido poche gocce di acido nitrico scevro di acido nitroso. Si può riscaldare fino a 200°, senza che si decomponga, e senza che sviluppi traccia d'acqua. Fatto arroventare per mezzo d'una lampada a doppia corrente, perde tutta l'acqua che contiene e nel tempo stesso 6 eq. d'ossigeno, di modo che il residuo contiene Na^2IO^3. Questo residuo, esposto all'aria libera, assorbe dell'acqua e dell'acido carbonico, ed una certa quantità d'iodo divien libera. In contatto dell'acqua si colora in giallo, e spande l'odore caratteristico dell'iodo. Gli acidi lo decompongono istantaneamente, mettendo in libertà l'iodo, ed il cloro agisce allo stesso modo. Queste reazioni sembrano indicare che la sostanza in esame sia un miscuglio di soda, d'ioduro di sodio e di un sale di soda, che contiene un acido meno ossigenato dell'acido iodico, probabilmente un acido iodoso $=IO^3$, non ancora isolato. Difatti raddoppiando la formula, si avrebbe $2NaO+NaO,IO^3+NaI=Na^4I^2O^6$.

Disciogliendo l'ossiiodato di soda precedentemente descritto in una soluzione di acido ossiiodico, si ottiene, secondo Langlois, un altro ossiiodato della formula $NaO,4HO+IO^7$, cristallizzato in prismi rombici che arrossano debolmente la tintura di laccamuffa.

Ossiiodato d'ammoniaca $=AzH^4O,4HO+IO^7$ — Saturando una soluzione di acido ossiiodico con ammoniaca, si precipita l'ossiiodato di ammoniaca, che si depura ridisciogliendolo in una gran quantità d'acqua, ed evaporando il liquido con precauzione.

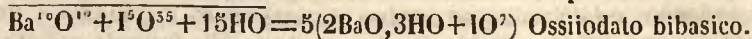
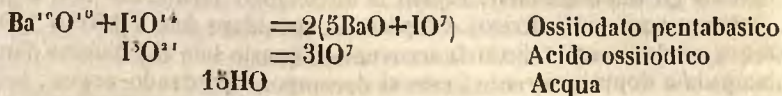
I cristalli di questo sale sembrano essere de'prismi rombici. Essi arrossano la tintura di laccamuffa, si disciolgono facilmente nell'acqua acidulata con acido nitrico, e si decompongono con esplosione quando vengono riscaldati in un tubo.

Ossiiodato di litina — Questo sale si ottiene trattando il carbonato di litina con acido ossiiodico, ed evaporando la soluzione a dolce calore.

Si presenta in masse cristalline solubili nell'acqua, e decomponibili coll'azione del riscaldamento. I prodotti di tale decomposizione sono l'acqua, l'ossigeno e l'iodo. Il residuo peraltro ritiene una certa quantità d'iodo combinato, che divien libero per l'azione dell'acido solforoso.

Ossiiodato di barite $= 2BaO,3HO+IO^7$ — Questo sale, scoperto da Langlois, si prepara versando dell'acqua di barite nell'ossiiodato di soda della formula $2BaO,3HO+IO^7$ disciolto nell'acqua acidulata con acido azotico. È una polvere insolubile, che lavata e disseccata a 100°, ha la composizione sopraindicata.

Decomponendo il sale precedente alla temperatura del calor rosso, si sviluppa acqua, iodo ed ossigeno, e rimane un altro ossiiodato a cinque equivalenti di barite, che ha per formula $5BaO+IO^7$. Difatti sommando insieme gli elementi di 2 equivalenti di ossiiodato pentabasico con 15 equivalenti d'acqua, ed aggiungendovi 3 eq. d'iodo e 21 di ossigeno, cioè i prodotti della decomposizione di 3 eq. d'acido ossiiodico $= 3IO^7$, si hanno gli elementi di 5 eq. d'ossiiodato bibasico:

$Ba^{10}O^{10}+I^2O^{14}$	$= 2(5BaO+IO^7)$	Ossiiodato pentabasico
I^3O^{21}	$= 3IO^7$	Acido ossiiodico
$15HO$		Acqua
$Ba^{10}O^{10}+I^5O^{35}+15HO$	$= 5(2BaO,3HO+IO^7)$	Ossiiodato bibasico.

Finalmente Rammelsberg ha ottenuto un altro ossiiodato di barite d'una composizione molto singolare, che sarebbe rappresentata dalla formula $5BaO,5HO+2IO^7$, e sembra risultare dalla combinazione di 2 ossiiodati della stessa base, ma d'una composizione diversa.

Ossiiodato di stronziana $= 2SrO,3HO+IO^7$ — Langlois prepara questo sale come quello di barite d'una composizione analoga, precipitando con acqua di stronziana una soluzione d'ossiiodato di soda della formula $2NaO,3HO+IO^7$ nell'acqua acidulata con qualche goccia d'acido nitrico. Il prodotto ha i caratteri del sale di barite, e coll'azione del calore si decompone in un modo analogo, trasformandosi in ossiiodato pentabasico.

Ossiiodato di calce $= 2CaO,3HO+IO^7$ — Versando dell'azotato di calce in una soluzione d'ossiiodato di soda monobasico, il sale in esame si precipita in polvere bianca e cristallina, che col riscaldamento si decompone come gli ossiiodati di barite e di stronziana, lasciando per residuo un sale a 5 equivalenti di calce.

Ossiiodato di magnesia $= 2MgO,3HO+IO^7+9Aq$ — Questo sale essendo solubile, non si può ottenere per doppia decomposizione; ma trattando l'idrocarbonato di magnesia con una soluzione di acido ossiiodico, si forma sulle prime un sale insolubile, che più tardi si discioglie in un eccesso di acido. Il prodotto è formato da un'infinità di cristallini aghiformi, che riscaldati a 100°, perdono l'acqua di cristallizzazione e si effioriscono, trasformandosi in un prodotto della formula $2MgO,3HO+IO^7$.

Ossiiodato di zinco $= 4ZnO,HO+IO^7$ — Si prepara facendo digerire l'idrocarbonato di zinco con un eccesso di acido ossiiodico. È una polvere bianca, granosa, che riscaldata a 120° non si altera,

e si discioglie facilmente nell'acqua acidulata per mezzo dell'acido nitrico.

Disciogliendo il sale precedente in un eccesso di acido, ed evaporando a dolce calore la soluzione che ne risulta, si ottengono de' cristalli lamellari di un nuovo sale, che ha per formula $3ZnO,7HO+2IO^7$.

Ossiiodato di rame $=(4CuO,HO)+IO^7$ — Questo sale si può ottenere, tanto per doppia decomposizione, precipitando col solfato di rame una soluzione di ossiiodato di soda monobasico, quanto facendo digerire il carbonato di rame con una soluzione di acido ossiiodico.

Ossiiodato di piombo $=(3PbO,2HO)+IO^7$ — Si ottiene per doppia decomposizione, precipitando col nitrato di piombo una soluzione d'ossiiodato di soda della formula $(2NaO,3HO)+IO^7$.

L'ossiiodato di piombo così ottenuto è formato da piccoli cristalli ammassati gli uni cogli altri, i quali si disciolgono facilmente nell'acqua acidulata con acido nitrico, e si possono riscaldare fino a 120° o 130°, senza perdere acqua. Se si fa arroventare questo sale alla fiamma d'una lampada a doppia corrente, esso si decompone perdendo acqua, iodo ed ossigeno, e lasciando per residuo un ossiioduro di piombo d'una composizione definita, che si può rappresentare colla formula razionale $5PbO+PbI$.

AZOTATI

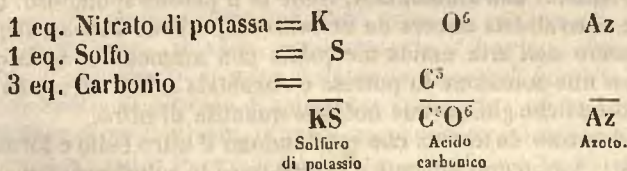
Azotato di potassa $=KO+AzO^5$, (nitrato di potassa, nitro) — Questo sale è sempre anidro, bianco, semitrasparente, e solubile nell'acqua. Cristallizza in lunghi prismi rombici, ed ha un sapore fresco e piccante. Esposto all'azione del calore, si fonde a 350° circa; colato e freddato, si rappiglia in una massa bianca cristallina, che è conosciuta in farmacia coi nomi di *cristallo minerale* o di *sal prunelle*. Al calor rosso perde una porzione di ossigeno, e si trasforma in azotito; ad una temperatura più elevata perde una nuova quantità di ossigeno, e si converte in una combinazione di potassa e biossido d'azoto. Riscaldato coi corpi combustibili, si decompone rapidamente: il corpo combustibile si acidifica, e l'acido prodotto si combina colla potassa, mentre l'acido nitrico parzialmente disossigenato si sviluppa allo stato di biossido d'azoto. Per tal ragione l'azotato di potassa riscaldato col carbone, col fosforo, col solfo, coll'antimonio ec., produce una viva combustione, e dà per prodotti del carbonato, del fosfato, del solfato o dell'antimoniato di potassa. Con un miscuglio di una parte di solfo, due di carbonato di potassa, e tre di nitro si ottiene una polvere, che convenientemente riscaldata, produce una esplosione fortissima.

La polvere da sparo ha eziandio il nitro per base, e si prepara facendo un miscuglio intimo di nitro, solfo e carbone. Le proporzioni de' componenti variano alquanto, a seconda degli usi a cui la polvere deve servire, e del differente grado di forza esplosiva che si ha in mira di ottenere. Una condizione essenziale alla buona riuscita della polvere è quella di favorire quanto più è possibile l'intimità del miscuglio; per cui dopo

di aver ridotte le tre sostanze in polvere impalpabile, si mescolano in mortai di legno, agitandole continuamente per più ore, quindi si bagnano con un poco d'acqua e s'impastano. Ciò fatto, s'asciuga il miscuglio ad un moderato calore, e quando è quasi secco, si fa passare comprimendolo, a traverso un vaglio per conformarlo in grani.

La detonazione che accompagna la combustione della polvere, è l'effetto della rapida espansione delle sostanze gassose che si formano, le quali occupano un volume più centinaia di volte maggiore di quello della polvere. Questa istantanea dilatazione genera necessariamente una forza più o meno considerevole, che nelle armi da fuoco è quella che scaglia i proiettili a grandi distanze.

Nella combustione della polvere si formano de' prodotti solidi e dei prodotti gassosi. I primi sono il solfuro di potassio, col quale talvolta si trova unito un poco di carbonato di potassa. Quanto ai gas, la natura e le proporzioni di essi sono variabili, a seconda di molte circostanze. Gay-Lussac trovò che la combustione di un litro di polvere del peso di 900 grammi produce 450 litri di gas, ridotti alla temperatura di 0°, ed alla pressione normale di $0^{m},76$. 100 parti in volume di questo miscuglio gassoso contengono 53 di acido carbonico, 5 di ossido di carbonio, e 42 di azoto. La forza esplosiva della polvere, date le altre cose eguali, è proporzionale al volume dei gas che si sviluppano, ed alla rapidità con cui succede l'esplosione. Pare adunque che le proporzioni più favorevoli siano quelle in cui tutto l'ossigeno del nitro si trasformi in acido carbonico, tutto l'azoto si sviluppi allo stato di gas, e tutto il potassio si converta in solfuro. Per sodisfare a queste condizioni, si richiedono 1 equivalente di nitro, 1 equivalente di solfo e 3 equivalenti di carbonio; difatto si avrebbe:

1 eq. Nitrato di potassa	=	K	O^6	Az
1 eq. Solfo	=	S		
3 eq. Carbonio	=		C^3	
		KS Solfuro di potassio	C^3O^6 Acido carbonico	Az Azoto.

Il che darebbe per 100 parti di polvere in peso:

Nitro.	73,8
Solfo	12,8
Carbone	13,4

Le proporzioni che si adoperano nella pratica differiscono pochissimo da quelle che risulterebbero dal calcolo precedente; difatto la polvere da guerra ordinaria contiene:

Nitro.	75,0
Solfo	12,5
Carbone	12,5

Il nitro si trova in forma di efflorescenze saline sopra alcuni terreni dei paesi caldi, come dell'Egitto , delle Indie e delle contrade meridionali dell'Europa e dell'America. Esiste altresì nel sugo di alcune piante, come per esempio della parietaria, della barbabietola e del tabacco, e si produce inoltre tuttogiorno nelle vecchie mura e ne'terreni esposti all'emanazioni delle sostanze animali in putrefazione. Le terre più disposte a nitrificarsi sono tenere, porose e di natura calcare. Ne'luoghi ove il nitro non si rinviene bello e formato, si cerca di stabilire le così dette *nitriere artificiali*, imitando coll'arte i processi impiegati dalla natura. A tal fine si fa un miscuglio di terra ordinaria con terra calcare, letame e cenere; si ammonticchiano questi materiali in luoghi difesi dall'azione del sole e delle piogge, e di tempo in tempo si rimestano e s'innaffiano con urina. Alla fine di ogni anno si liscivano con acqua, e se n'estrae il nitro, concentrando il liquido, finchè cominci a cristallizzare.

I Chimici non sono d'accordo sull'origine dell' acido azotico contenuto nel nitro. Alcuni l'attribuiscono alla combinazione dell'ossigeno e dell'azoto dell'atmosfera ; altri credono che derivi dalla decomposizione delle sostanze animali in contatto dell'aria e delle basi alcaline contenute nella terra , e propriamente dalla reazione dell'ossigeno atmosferico sull'ammoniaca proveniente dall' alterazione di quelle. Quest' ultima ipotesi è molto più plausibile della prima, mentre spiega l'influenza che esercitano le sostanze animali sulla produzione del nitro, e la presenza dell'ammoniaca nelle acque madri che restano dopo la cristallizzazione di questo sale. D'altronde è noto che sotto l'influenza della spugna di platino l'ammoniaca e l'ossigeno si combinano, per formare acido azotico ed acqua. Non è dunque improbabile che nella terra si trovino de'corpi capaci di favorire col loro contatto la combinazione dell'ossigeno cogli elementi dell'ammoniaca, come fa il platino spongioso. Questa ipotesi è convalidata ancora da un fatto scoperto da Dumas, il quale facendo passare dell'aria umida mescolata con ammoniaca sulla creta umettata con una soluzione di potassa e riscaldata a 100° circa, ha ottenuto dopo qualche giorno una notabile quantità di nitro.

Quando si hanno de'terreni che racchiudono il nitro bello e formato, basta liscivarli con acqua bollente e concentrare la soluzione, per ottenere il sale cristallizzato. Quando all'incontro non vi sono che delle piccole quantità di nitro, ma abbondano in sua vece i nitrati di calce e di magnesia, bisogna decomporre questi ultimi, per trasformarli in nitrato di potassa. Gli azotati terrosi abbondano soprattutto nelle vecchie mura situate in luoghi umidi ed ombrosi; perlochè si raccolgono i frammenti che si ottengono dalla demolizione degli antichi edifizi , prescegliendo quelli che son coperti di fioriture saline, e che hanno un sapore fresco e piccante ; indi si soppestano e si liscivano con acqua calda, la quale discioglie tutte le materie solubili, che sono al numero di sette, cioè l'azotato di potassa, il cloruro di potassio, l'azotato di calce, il cloruro di calcio, l'azotato di magnesia, il cloruro di magnesio ed il cloruro di sodio. Si concentra la soluzione in caldaie di rame, togliendo la schiuma ed i depositi terrosi, che si formano durante l'evaporazione del liquido,

e quando la soluzione ha acquistato una densità di 25° dell'areometro di Beaumè, vi si aggiunge una concentrata soluzione di carbonato di potassa, finchè non si formi più precipitato. Il carbonato alcalino trasforma gli azotati di calce e di magnesia in azotato di potassa, ed in carbonati terrosi che si precipitano; decompone altresì i cloruri di calcio e di magnesio, formando de'carbonati di calce e di magnesia, che parimente si precipitano, e cloruro di potassio che resta in soluzione; sicchè il liquido chiarificato e decantato dal deposito insolubile, non contiene altro che azotato di potassa, cloruro di potassio e cloruro di sodio. Si concentra nuovamente la soluzione, ed allorchè segna 45° dell'areometro, si passa in altro vase di rame, ove raffreddandosi cristallizza. Il nitro greggio ottenuto con questo primo trattamento si chiama *nitro di prima cotta*, e contiene da 85 a 88 per cento di nitro puro: il rimanente delle 100 parti è costituito da'cloruri alcalini dianzi rammentati, che è d'uopo separare quanto più compiutamente è possibile, ed appunto a tale scopo mirano le operazioni consecutive che passiamo a descrivere.

La purificazione del nitro è fondata sulla proprietà che ha l'azotato di potassa di sciogliersi nell'acqua bollente molto più abbondantemente che i cloruri di potassio e di sodio, e viene eseguita nella maniera seguente: Si mettono in una caldaia 30 parti di nitro di prima cotta, e vi si aggiungono 6 parti d'acqua; si riscalda il liquido finchè bolla, e si separa la più gran parte de' cloruri di potassio e di sodio che rimangono indisciolti. Di tanto in tanto si aggiunge un po'd'acqua al miscuglio, per mantenere l'azotato di potassa in soluzione, e si separano i cloruri a misura che si precipitano. Quando non si forma più precipitato, si chiarifica il liquido aggiungendovi della colla, e si mette a cristallizzare. Per impedire la produzione de'cristalli voluminosi, i quali imprigionerebbero dell'acqua madre nella loro massa, e con essa le impurità che l'accompagnano, si agita continuamente il liquido, finchè sia quasi freddo e solidificato. Il nitro si deposita in piccoli cristalli, o piuttosto in una specie di polvere d'apparenza cristallina, ed in tale stato chiamasi *nitro di seconda cotta*, il quale non è ancora del tutto scevro da corpi estranei; per cui si finisce di purificarlo, lavandolo a freddo con acqua comune. Questo metodo di depurazione è precisamente quello che si segue in Francia, ove quest'arte è più perfezionata che altrove.

Azotato di soda $= NaO + AzO^5$ — Questo sale esiste in gran quantità nel Perù in istrati di grossezza variabile, ma che hanno più di 50 leghe di lunghezza. Questi strati sono coperti di argilla. L'azotato di soda cristallizza in romboedri isomorfi con quelli della calce carbonata, circostanza che non si può giustificare coll'analogia di composizione; ha sapore fresco, amaro e piccante; è solubilissimo nell'acqua, ed un po'deliquescente, ragione per cui non si potrebbe sostituire al nitrato di potassa nella fabbricazione della polvere. Gittato sui carboni accesi deflagra, come fanno tutti i nitrati, producendo una fiamma di color giallo aranciato.

Azotato di litina $= LO + AzO^5$ — Saturando col carbonato di litina

l'acido azotico, ed evaporando la soluzione, l'azotato di litina cristallizza in piccoli grani cristallini. Questo sale è molto deliquescente e solubilissimo, non solo nell'acqua, ma anche nell'alcole.

AZOTATO D'AMMONIACA $= AzH^4O,AzO^5$ — Si prepara saturando l'acido azotico scevro di acido idroclorico con ammoniaca o con carbonato d'ammoniaca, e concentrando la soluzione, finchè sia in istato di cristallizzare.

Cristallizza in diversi modi, ma più spesso in lunghi prismi esagoni irregolari appartenenti al sistema del prisma rettangolare. È un po' deliquescente, di sapor piccante ed amaro, e solubilissimo nell'acqua. Riscaldato a 250° si decompone, sviluppando acqua e protossido d'azoto, come si è già detto descrivendo la preparazione di quest'ultimo gas. L'acido solforico concentrato lo trasforma egualmente in acqua, che resta combinata coll'acido, ed in protossido d'azoto che si sviluppa. Questo sale è isomorfo coll'azotato di potassa.

AZOTATO DI BARITE $= BaO + AzO^5$ — Si prepara disciogliendo il carbonato di barite nell'acido azotico diluito, ovvero decomponendo con acido azotico il solfuro di bario preparato col metodo descritto alla pagina 286.

Cristallizza in ottaedri regolari semitrasparenti e anidri. Si discioglie nell'acqua, ma è insolubile nell'alcole. Per mezzo del riscaldamento si decompone, sviluppando ossigeno e vapori di acido ipoazotico, e lascia per residuo la barite in forma di massa grigia e porosa.

AZOTATO DI STRONZIANA $= SrO,AzO^5 + 5Aq$ — Si prepara come quello di barite.

Talvolta è anidro, e cristallizza in ottaedri regolari; ma più spesso produce cristalli voluminosi contenenti dell'acqua di cristallizzazione, ed efflorescenti. Esposto all'azione del calore, perde prima l'acqua di cristallizzazione, e poscia si decompone come l'azotato di barite. Messo in contatto colla fiamma d'un lume, la colora in porpora, proprietà che è comune a tutti i sali di stronziana, e della quale si profitta per fare i fuochi artifiziati di color rosso.

AZOTATO DI CALCE $= CaO + AzO^5$ — Cristallizza, ma difficilmente, in lunghi prismi esagoni. È solubilissimo nell'acqua e nell'alcole, ed oltremodo deliquescente. Quando vien calcinato si decompone, e lascia un residuo, che nell'oscurità spande una luce debole, ragion per cui fu chiamato *fosforo di Balduino.*

AZOTATO DI MAGNESIA $= MgO,AzO^5 + 6Aq$ — Si ottiene saturando l'acido azotico coll'idrocarbonato di magnesia. La soluzione evaporata a consistenza sciropposa, ed esposta nel vuoto pneumatico, cristallizza lentamente in prismi rombici schiacciati.

Il sale cristallizzato, lasciato per qualche tempo sotto una campana accanto all'acido solforico concentrato, perde una parte dell'acqua che contiene, ed il residuo ha per formula $MgO,AzO^5 + 2Aq$. Riscaldato a 100° si fonde, e nel tempo stesso comincia a perdere dell'acqua; a 210° non ne ritiene che un solo equivalente, ed ha per formula $MgO,AzO^5 + Aq$; ad una temperatura più elevata diventa anidro; ma nel tempo

stesso comincia a decomporsi, sviluppando de' vapori di acido ipoazotico.

Azotato d'allumina $=Al^2O^3,3AzO^5+18Aq$ — Questo sale si ottiene disciogliendo l' idrato d' allumina in un eccesso di acido azotico diluito con acqua, evaporando la soluzione fino a $\frac{1}{4}$ o $\frac{1}{5}$ del volume primitivo, e lasciandola raffreddare fuori del contatto dell'aria. L'azotato d'allumina cristallizza in aghi raggiati, deliquescenti, solubilissimi nell' acqua e nell'alcole. L'ammoniaca ne precipita un sale basico, che non è più decomposto da un eccesso di alcali.

Azotato di glucina $= G^2O^3+3AzO^5$ — Cristallizza con difficoltà, ed i cristalli ottenuti attirano l'umidità dell' aria. È solubile nell' alcole, e coll'evaporazione si decompone parzialmente, trasformandosi in un sale basico.

Azotato di didimio $=DO+AzO^5$ — Disciogliendo l'ossido di didimio nell'acido azotico diluito, ed evaporando la soluzione fino a consistenza sciropposa, quest' ultima si rappiglia raffreddandosi in una massa cristallina eccessivamente deliquescente, che non è stata analizzata in tale stato; ma che contiene dell' acqua di cristallizzazione, la quale non si sviluppa che al di là di 300 gradi. Riscaldando il sale con molta precauzione, si può espellere tutta l'acqua, senza decomporlo, ed il residuo anidro che in tal caso si ottiene è formato da un equivalente d'acido ed uno di base.

Il nitrato di didimio è solubilissimo nell' acqua e nell'alcole, ma insolubile nell' etere.

Azotato d'uranile $= U^2O^3,AzO^5+6Aq$ — Si ottiene disciogliendo la *pecblenda* nell' acido azotico, evaporando la soluzione a consistenza sciropposa, per far cristallizzare il sale, depurando il prodotto per mezzo dell'etere, e facendo cristallizzare la soluzione eterea per evaporazione spontanea.

Produce de'cristalli voluminosi e trasparenti di color giallo canarino, i quali per l'aspetto esteriore somigliano a quelli del solfo nativo, ed appartengono al sistema del prisma rettangolare. Questi cristalli all' aria umida si liquefanno, all'aria secca s' effioriscono, e sono solubilissimi nell' acqua, nell' alcole e nell' etere.

Azotato di ferro $= FeO+AzO^5$ — Disciogliendo la limatura di ferro nell'acido azotico diluito, si forma azotato di protossido di ferro, ed azotato d' ammoniaca, che probabilmente deriva dalla decomposizione del protossido d' azoto nascente dalla reazione, il quale come altrove abbiamo fatto notare (pag. 161), si può scindere in ammoniaca ed in acido azotico. Se invece si tratta coll' acido azotico diluito e freddo il solfuro di ferro, si sviluppa idrogeno solforato, e non ha luogo formazione d' ammoniaca. La soluzione così ottenuta è di colore azzurro traente al verde, ed evaporata nel vuoto, produce de'cristalli di color verde pallido solubilissimi nell' acqua. Se si riscalda il liquido a 100°, il sale che vi è disciolto si decompone in biossido d'azoto che si sviluppa, ed in azotato basico di sesquiossido, che si precipita.

Azotato di sesquiossido $= Fe^2O^3,3AzO^5+18Aq$ — Per ottenere questo sa-

le, si profitta della sua insolubilità nell'acido nitrico concentrato; per conseguenza si discioglie, secondo Ordway, della limatura di ferro in circa 10 volte il suo peso d'acido nitrico della densità di 1,29, indi si mescola colla soluzione un egual volume di acido nitrico a 1,43: col raffreddamento del liquido il nitrato di ferro cristallizza in prismi rombici obbliqui, scoloriti o debolmente colorati in azzurro. Questi cristalli riscaldati, si fondono a 40°, e disciogliendosi nell'acqua, producono una soluzione di color giallo bruno.

Ordway afferma di avere ottenuto delle combinazioni basiche di sesquiossido di ferro ed acido nitrico, in cui 3 equivalenti di acido sarebbero combinati con 2, 3, 6, 8, 12, 15, 18, 24 equivalenti di sesquiossido. Tutti questi sali sono solubili nell'acqua, ed evaporando le loro soluzioni, si ottiene per residuo una polvere rossa, per lo più deliquescente. Il sale che ha per formula $12Fe^2O^3,3AzO^5+27Aq$, o più semplicemente $4Fe^2O^3,AzO^5+9Aq$, presenta il fenomeno singolare, che la sua soluzione acquosa viene decomposta dalla più gran parte de'sali neutri, come da'nitrati alcalini, dal solfato di soda, non che del cloruro di sodio e dal cloruro d'ammonio, i quali ne precipitano il sesquiossido di ferro.

Azotato di nichelio $= NiO+AzO^5$ — I cristalli di questo sale sono di color verde azzurro, e contengono dell'acqua combinata; nell'aria secca si effioriscono, nell'aria umida cadono in deliquescenza, e sono solubili nell'acqua e nell'alcole. Esposti all'azione del calore, si decompongono, trasformandosi prima in un sale basico di color verde giallastro, poi in perossido, finalmente in protossido di nichelio.

Azotato di cobalto $=CoO,AzO^5+5Aq$ — Questo sale si prepara disciogliendo il carbonato di cobalto nell'acido nitrico, e depurando il prodotto con ripetute cristallizzazioni. Cristallizza in prismetti di color rosso, deliquescenti, solubilissimi nell'acqua, e decomponibili per l'azione del calore.

Azotato di zinco $=ZnO,AzO^5+7Aq$ — La soluzione di questo sale non cristallizza, se non evaporata a consistenza sciropposa, ed allora produce de' prismi quadrangolari compressi terminati da piramidi, deliquescenti, e solubili nell'alcole. Riscaldato si fonde nell'acqua di cristallizzazione che contiene, ed arrestando a diversi periodi l'azione del riscaldamento, si ottengono varii sali con eccesso di base. In ultimo si decompone totalmente, lasciando per residuo l'ossido di zinco.

Azotato di cadmio $= CdO,AzO^5+4Aq$ — Cristallizza in aghi disposti a raggi, e deliquescenti.

Azotato di stagno — Disciogliendo il protossido di stagno idrato nell'acido azotico diluito, si ottiene una soluzione di azotato di stagno, la quale non si può evaporare, nè concentrare, senza che si alteri. Per questa ragione non si conosce il sale allo stato solido. La sua soluzione, quando viene riscaldata, o anche semplicemente esposta all'aria, lascia precipitare dell'acido stannico allo stato gelatinoso.

Se si tratta la limatura di stagno con acido nitrico freddo e molto diluito, il metallo si discioglie, senza sviluppo di sostanze gassose, e si ottiene un azotato doppio di stagno e di ammoniaca.

Azotato di cromo $=Cr^2O^3,3AzO^5+18Aq$—Ordway ha ottenuto questo sale cristallizzato in prismi rombici obbliqui di color porporino, che hanno la proprietà comune ai sali di cromo di produrre una soluzione azzurra, che col riscaldamento divien verde. Il sale cristallizzato si fonde a 37° in un liquido di color verde carico.

Azotato di vanadio $= VO^2+2AzO^5$ — Disciogliendo il vanadio, il protossido o il biossido nell'acido azotico, si ottiene un liquido azzurro, il quale non si altera menomamente coll'ebollizione; ma lasciando all'evaporazione spontanea una soluzione di tal natura ben saturata con ossido di vanadio, arrivata che è ad un certo grado di concentrazione, diventa di color verde, e disseccandosi, l'acido si decompone e trasforma il biossido di vanadio in acido vanadico.

Azotato di molibdeno — Disciogliendo il protossido idrato di molibdeno nell'acido azotico diluito, si ottiene un liquido di color bruno carico che ben presto diventa porporino. Del resto tale soluzione si altera con grande facilità, e non si può conservare per molto tempo.

Azotato di rame $=CuO,AzO^5+3Aq$—Si ottiene facilmente, disciogliendo il metallo o il suo ossido nell'acido azotico: la soluzione è di un bel colore azzurro, e cristallizza coll'evaporazione. I cristalli sono anch'essi di colore azzurro, solubilissimi nell'alcole, e deliquescenti. Riscaldando il sale ad un dolce grado di calore, si fonde, e perdendo una porzione dell'acido e dell'acqua che contiene, si trasforma in un sale basico di color verde, la cui composizione è rappresentata, secondo Gérhardt, da $4CuO+AzO^5+3Aq$, che alcuni traducono nella formula razionale $CuO,AzO^5+3(CuO,HO)$. Ad una temperatura maggiore perde tutto l'acido, e si converte in ossido di rame nero.

Facendo bollire una soluzione di azotato di rame con rame metallico, si ottiene anche in questo caso il sale basico di cui si è fatto menzione.

Azotato di piombo $=PbO+AzO^5$—Si ottiene disciogliendo il piombo nell'acido azotico, ed evaporando il liquido, finchè sia in istato di cristallizzare col raffreddamento. I cristalli sono degli ottaedri regolari, ora trasparenti, ora bianchi ed opachi, discretamente solubili nell'acqua, ma insolubili nell'alcole.

Secondo Gérhardt, esistono due azotati basici di piombo d'una composizione ben definita. L'uno si ottiene facendo bollire una soluzione di azotato neutro con ossido o con carbonato di piombo: il sale basico col raffreddamento del liquido si deposita in cristalli voluminosi, scoloriti e trasparenti, la cui formula è $2PbO,AzO^5+Aq$.

Trattando l'azotato neutro o l'azotato bibasico con ammoniaca in eccesso, si forma un sale quatribasico $=4PbO,AzO^5+3Aq$. Quest'ultimo dal suo canto messo in contatto con un grande eccesso d'ammoniaca, perde tutto l'acido, e si trasforma in idrato di piombo.

Azotato di bismuto $= BiO^3,3AzO^5+10Aq$ — Si ottiene facilmente disciogliendo il bismuto nell'acido azotico, e cristallizza in prismi quadrangolari. L'acqua decompone questo sale, precipitandone un azotato basico, che si chiama comunemente *magistero di bismuto*. Quest' ultimo

ha una composizione che varia, a seconda della quantità d'acqua adoperata per la decomposizione del sale. Quello che si ottiene impiegando la minor quantità di acqua possibile, ha per formula BiO^3,AzO^5+2Aq. Questo primo prodotto si decompone facilmente in contatto di maggior quantità d'acqua, massime se è calda, trasformandosi in nitrati molto più basici, che sembrano essere de'miscugli del nitrato precedente e di ossido idrato di bismuto.

Azotato d'argento$=AgO+AzO^5$— Questo sale si ottiene facilmente, disciogliendo l'argento puro nell'acido azotico, ed evaporando la soluzione per farla cristallizzare. Se il metallo che si adopera contiene del rame, i cristalli che si ottengono son di colore azzurro, a motivo dell'azotato di rame di cui sono imbrattati. Per depurarli bisogna lasciarli per più giorni di seguito esposti all'aria sopra doppi di carta sugante: l'azotato di rame, essendo un sale deliquescente, attrae l'umidità dell'aria, e la soluzione che si forma viene assorbita dalla carta. Reiterando siffatto trattamento, e facendo nuovamente cristallizzare l'azotato di argento, si ottiene perfettamente puro.

In tale stato cristallizza in larghe tavole senza colore, trasparenti, solubilissime nell'acqua, e discretamente solubili nell'alcole. Esposto all'azione del calore, si fonde in un liquido scolorito, il quale a poco a poco si colora, ed in ultimo divien quasi nero. Colato in tale stato in istampi di figura cilindrica, costituisce la *pietra infernale* delle farmacie. Riscaldato più fortemente, si decompone, sviluppando ossigeno, e si trasforma in azotito; ma per quante precauzioni si prendano è impossibile evitare che nel tempo stesso si decomponga una traccia di quest'ultimo sale; per cui unitamente all'ossigeno, si sviluppa qualche vestigio di prodotti nitrosi, e mescolato col nitrito di piombo rimane un poco di argento metallico. Si attenua notabilmente questa decomposizione secondaria, se si fonde il nitrato d'argento in contatto del nitrato di potassa o di soda. Finalmente quando si riscalda il sale ad una temperatura più elevata, si decompone anche l'azotito, si sviluppano de'vapori nitrosi, e resta soltanto dell'argento metallico. Il nitrato d'argento esposto all'azione della luce solare, diretta o diffusa, acquista nella maggior parte de' casi, una tinta bruna quasi nera. Scaulan ha dimostrato che il sale perfettamente puro non si altera alla luce, e che l'annerimento procede da tracce di materia organica mescolate col sale, le quali sotto l'influenza della luce solare ne operano la riduzione. La soluzione di questo sale non arrossa la tintura di laccamuffa; messa in contatto colle sostanze animali, vi si combina colorandole prima in bianco, poscia in nero, e le preserva dalla corruzione. Il gas idrogeno, il fosforo, il rame, il mercurio ne precipitano l'argento allo stato metallico, anche alla temperatura ordinaria.

L'azotato d'argento si adopera a moltissimi usi. Colla soluzione acquosa di questo sale si tingono i capelli, e si scrive sulla biancheria per imprimervi delle marche indelebili. In medicina si usa internamente il sale cristallizzato contro talune specie di epilessia; esternamente si adopera la pietra infernale come caustico, e specialmente per distruggere

le carni bavose e le callosità, che impediscono la cicatrizzazione delle piaghe. In chimica si fa uso frequentemente dell'azotato d'argento, per iscoprire la presenza dell'acido idroclorico e dei cloruri.

AZOTATO DI MERCURIO — Disciogliendo l'ossido rosso di mercurio nell'acido azotico, o facendo bollire il metallo con un eccesso dello stesso acido, finchè una goccia del liquido saggiata con acido idroclorico o con un cloruro, non dia nessun precipitato, si ottiene secondo Millon, una soluzione, la quale evaporata a dolce calore fino a consistenza sciropposa, e lasciata per molto tempo sotto una campana accanto alla calce e all'acido solforico, produce delle croste cristalline di azotato di mercurio, rappresentate, secondo lo stesso Chimico, dalla formula $HgO,AzO^5+\frac{1}{2}Aq$. Questo stesso sale si può ottenere, versando la soluzione sciropposa di cui abbiamo fatto menzione, nell'acido nitrico fumante al massimo grado di concentrazione. È una sostanza deliquescente, che perde facilmente porzione dell'acido.

Se si riscalda del protossido di mercurio nell'acido azotico a $4\frac{1}{2}$ equivalenti d'acqua diluito con un egual volume d'acqua, e si continua finchè il liquido sia saturo di ossido di mercurio, lasciando riposare la soluzione, si formano de' cristalli aghiformi meno deliquescenti di quelli precedentemente descritti, che hanno per formula $2HgO,AzO^5+Aq$.

I due sali precedenti vengono decomposti dall'acqua, la quale toglie una porzione dell'acido, e precipita una polvere bianca, che è un sale basico della formula $3HgO,AzO^5+Aq$. Quest'ultimo resiste per qualche tempo all'azione decomponente dell'acqua; ma se si continua a lavare, acquista una tinta rossa, la cui intensità va mano mano aumentando, ed in ultimo resta dell'ossido rosso di mercurio perfettamente puro.

Disciogliendo dell'iodo nella soluzione acida e bollente dell'azotato di mercurio, finchè ne sia satura, ovvero dell'ioduro di mercurio invece d'iodo, col raffreddamento del liquido si depositano de' bei cristalli risplendenti d'un composto, che ha per formula $2HgI+Hg^2O,AzO^5+Aq$.

Una combinazione corrispondente si forma, adoperando ioduro d'argento invece d'ioduro di mercurio, ed in tale abbondanza che il liquido si rappiglia col raffreddamento in una massa composta di aghetti cristallini, la cui formula è $2AgI+Hg^2O,AzO^5+Aq$.

L'ioduro di potassio produce un composto cristallizzato in prismi schiacciati o in aghetti sottili, i quali contengono $2KI+Hg^2O,AzO^5$.

AZOTATO DI SOTTOSSIDO — Se si fa agire a dolce calore dell'acido azotico diluito sopra un eccesso di mercurio metallico, si ottengono varie combinazioni di sottossido di mercurio ed acido azotico, che differiscono per la proporzione relativa dell'acido e della base, e per la forma cristallina. Il primo composto che si forma è un sale neutro composto da equivalenti eguali di acido e di base, il quale fatto digerire con nuova quantità di mercurio, si combina successivamente con una maggior quantità di sottossido, trasformandosi prima in azotato sesquibasico, ed in ultimo in azotato bibasico. Egli è chiaro da ciò, che se invece di sospendere l'azione dell'acido azotico sul mercurio a tempo opportuno, si

protrae oltre certi limiti, si otterrà or l'una or l'altra di tali combinazioni, a seconda della durata del riscaldamento, del grado di concentrazione dell'acido, e della temperatura. Tutti questi sali sono decomposti dall'acqua; riscaldati si decompongono, trasformandosi prima in azotati basici di protossido, e finalmente in protossido di mercurio; l'acido idroclorico ed i cloruri alcalini trasformano la loro base in sottocloruro insolubile.

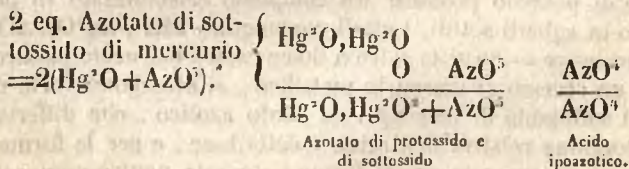
1. Se s' impiega dell' acido azotico diluito col doppio o col triplo del suo peso d'acqua, e si decanta la soluzione acida quando l'azion chimica comincia a rallentarsi, lasciando raffreddare il liquido, si formano de' prismi voluminosi perfettamente bianchi e trasparenti, che sono dei prismi rombici monoclini, e costituiscono l'azotato neutro di sottossido di mercurio della formula Hg^2O,AzO^5+2Aq. Questo sale messo in contatto dell'acqua, vi si discioglie, se questo liquido è in piccola quantità; ma se è in grande abbondanza, l'azotato si decompone trasformandosi in sale basico.

2. Facendo digerire le acque madri del sale precedente con una nuova quantità di mercurio metallico, si ottengono col raffreddamento del liquido de'cristalli di azotato di sottossido di mercurio sesquibasico, che hanno per formula $3Hg^2O,2AzO^5+Aq$, e per forma fondamentale un prisma rettangolare.

3. Se si discioglie l' azotato neutro in una piccola quantità di acqua bollente, e si filtra rapidamente la soluzione ottenuta, col raffreddamento si depositano de' cristalli, ordinariamente colorati in giallo, che derivano da un prisma triclino, e costituiscono un azotato bibasico della formula $2Hg^2O,AzO^5+Aq$. Lo stesso risultato si ottiene, facendo digerire le acque madri del sale sesquibasico col mercurio metallico.

Finalmente si forma lo stesso composto; ma allo stato di polvere amorfa di color bianco o giallo chiaro, quando si tratta con acqua, sia l'azotato neutro, sia l'azotato sesquibasico precedentemente descritti.

Azotato di protossido e di sottossido $= Hg^2O,2HgO+AzO^5$ — Se si fa fondere coll' azione del calore l' azotato neutro di sottossido di mercurio, una porzione dell'acido si decompone in ossigeno, che trasforma in protossido la metà del sottossido che costituisce la base del sale, ed in acido ipoazotico che si sviluppa, difatti:

2 eq. Azotato di sottossido di mercurio $=2(Hg^2O+AzO^5)$.	Hg^2O,Hg^2O	
	$O \quad AzO^5$	AzO^4
	$Hg^2O,Hg^2O^2+AzO^5$	AzO^4
	Azotato di protossido e di sottossido	Acido ipoazotico.

Alcuni Chimici riguardano questo sale come un azotito di protossido di mercurio; ma si può facilmente dimostrare l'inesattezza di tale opinione; difatti bagnando questo sale con acido solforico, si sviluppano vapori di acido nitrico, senza traccia di acido nitroso; e se si mette in

contatto coll'acido idroclorico , si forma protocloruro di mercurio che si discioglie, e sottocloruro insolubile.

Azotato di palladio $= PdO + AzO^5$ — Il palladio si discioglie nell'acido azotico a freddo, senza sviluppare sostanze gassose; riscaldando la soluzione, si sviluppa biossido d'azoto, e se si evapora il liquido a consistenza sciropposa, e si pone in tale stato sotto una campana accanto all' acido solforico concentrato , il sale cristallizza in prismi rombici contenenti dell'acqua di cristallizzazione, e deliquescenti. Quando è perfettamente disseccato, presenta una massa salina di color rosso bruno. Col riscaldamento si decompone, lasciando dell'ossido di palladio per residuo.

Mescolando la soluzione di questo sale con ammoniaca, finchè siasi ridisciolto il precipitato che sulle prime si forma , si ottiene un liquido scolorito, il quale evaporato a dolce calore, produce de' prismi o delle tavole romboidali senza colore , la cui formula bruta è $PdO, AzO^5 + 2AzH^3$, secondo Kane.

Se si versa nell' ammoniaca una quantità di azotato neutro maggiore di quella che può restarvi disciolta, si ottiene un liquido giallo, il quale evaporato a dolce calore, deposita de' cristallini egualmente gialli , che sembrano de'rombottaedri, e la cui composizione è rappresentata dalla formula $PdO, AzO^5 + AzH^3$.

Azotato di platino $= PtO + AzO^5$ — Si ottiene disciogliendo il protossido di platino nell'acido azotico diluito. La soluzione che ne risulta è di color bruno carico; evaporata non cristallizza, ma si dissecca in una massa di color bruno traente al verde e di consistenza sciropposa. Se in tale stato contiene un eccesso di acido, quest' ultimo si decompone, trasformando il protossido di platino in biossido.

Azotato di rodio $= R^2O^3 + 3AzO^5$ — Si ottiene sciogliendo il sesquiossido di rodio nell' acido azotico. È una sostanza deliquescente di color rosso carico.

AZOTITI

Azotito di potassa $= KO + AzO^3$ — Si può ottenere precipitando l' azotito di piombo con carbonato di potassa, o l'azotito d'argento con cloruro di potassio , o finalmente calcinando ad un' alta temperatura l'azotato di potassa in un crogiuolo di platino. Quest' ultimo metodo è senza dubbio più semplice e più produttivo de' due primi ; ma siccome la decomposizione è sempre parziale , bisogna separare dal prodotto l'azotato indecomposto, al quale oggetto Fischer ha proposto il metodo seguente. Si discioglie il sale calcinato in una piccola quantità di acqua bollente , e si separa per tal modo la maggior parte dell' azotato , che cristallizza col raffreddamento del liquido , mentre l' azotito resta nelle acque madri. Si neutralizzano queste ultime con acido acetico diluito ed in leggiero eccesso, e si versa nella soluzione dell' alcole a 90 per 100: dopo poche ore si deposita una nuova quantità di azotato, ed il liquido si divide in due strati, l'uno de'quali è di consistenza oleosa, e costituisce una soluzione acquosa di azotito di potassa, l'altro è una soluzione

alcolica di acetato di potassa, che galleggia alla superficie del primo. Lo strato oleoso, lasciato per qualche tempo sotto una campana accanto all'acido solforico, si rapprende lentamente in una massa di cristalli mal definiti.

Questo sale è insolubile nell'alcole, solubilissimo nell'acqua e deliquescente. La sua soluzione acquosa è di color giallognolo.

Azotito di soda $= NaO + AzO^3$ — Si prepara come quello di potassa calcinando l'azotato di soda ad un'alta temperatura; ma invece di saturare l'alcali libero con acido acetico, s'impiega l'acido azotico diluito. Il prodotto trattato con alcole, lascia precipitare dell'azotato di soda, e si ottiene una soluzione alcolica di azotito, che si evapora nel vuoto.

L'azotito di soda cristallizza più facilmente di quello di potassa, ed è meno deliquescente. Inoltre si discioglie nell'alcole.

Azotito d'ammoniaca $= AzH^4O, AzO^3 + 2Aq$ — Si ottiene precipitando con solfato d'ammoniaca l'azotito di piombo: l'azotito d'ammoniaca resta disciolto nel liquido, ed evaporando la soluzione nel vuoto, si ottiene il sale irregolarmente cristallizzato. Questo sale quando vien riscaldato si decompone colla massima facilità, trasformandosi in acqua, ed in gas azoto che si sviluppa. Secondo Millon, tale decomposizione è rapidissima, quando alla soluzione si aggiunge una traccia di un acido qualunque, mentre invece il sale diventa molto più stabile, se vi si aggiunge qualche goccia di ammoniaca. Per conseguenza, volendo ottenere l'azotito allo stato solido, per evitare che la soluzione si decomponga mentre si concentra, giova mescolarvi un eccesso di ammoniaca, e lasciare il liquido sotto una campana accanto alla calce viva in un'atmosfera satura di gas ammoniaco.

Azotito di barite $= BaO, AzO^3 + Aq$ — Questo sale cristallizza ora in prismi esagoni, ora in prismi monoclini. È solubile nell' alcole, e lasciato in contatto dell'aria, non si altera.

Azotito di stronziana $= SrO + AzO^3$ — Cristallizza in aghetti lunghi aggruppati in forma di ventaglio. È solubile nell'alcole e deliquescente.

Azotito di calce $= CaO + AzO^3$ — Si prepara decomponendo con acqua di calce una soluzione bollente di azotito d'argento. Questo sale cristallizza in prismi deliquescenti ed insolubili nell'alcole anidro.

Azotito di magnesia $= MgO + AzO^3$ — Si ottiene facendo bollire colla magnesia caustica una soluzione di azotito d'argento. Evaporando il liquido all' ordinaria temperatura in un' atmosfera disseccata continuamente per mezzo dell'acido solforico, l'azotito di magnesia si rapprende in una massa lamellosa, insolubile nell'alcole anidro, e deliquescente.

Azotito di manganese $= MnO + AzO^3$ — È un sale deliquescente.

Azotito di rame $= CuO + AzO^3$ — Si ottiene decomponendo l'azotito di piombo col solfato di rame. La soluzione di questo sale è verde; all'aria, e soprattutto col riscaldamento, si trasforma in azotato.

Azotiti di piombo — Se si mette del piombo metallico ridotto in foglie sottilissime in una soluzione di nitrato di piombo, e si riscalda il miscuglio ad una temperatura di 60°, o poco più, il metallo a poco a poco si discioglie, il liquido ingiallisce, e si ottengono diversi prodotti

salini, la cui composizione differisce a seconda del grado e della durata del riscaldamento, delle proporzioni di sale e di metallo adoperate. Sulle prime 2 equivalenti di metallo, togliendo 2 equivalenti d'ossigeno all'acido azotico, formano 2 equivalenti di protossido di piombo, de'quali uno si combina coll'acido azotoso prodotto, l'altro coll'azotato indecomposto; sicchè si forma dall'una parte dell'azotito, dall'altra dell'azotato di piombo, entrambi bibasici, che combinandosi insieme, formano un sale doppio della formula $2PbO,AzO^5,HO+2PbO,AzO^3,HO$, che cristallizza col raffreddamento del liquido. Continuando a riscaldare la soluzione in contatto di una nuova quantità di piombo, questo si discioglie come il primo, e si forma un altro sale più basico del precedente, ed in cui l'ossido di piombo è egualmente combinato, in parte coll'acido azotoso, ed in parte coll' acido azotico. Per l' azione ulteriore del piombo metallico tutto l' azotato resta decomposto e convertito in azotito, il quale si separa dalla soluzione allo stato di sale bibasico, tribasico, o quatribasico, a seconda del periodo in cui si sospende l'operazione. Da ciò si deduce che il piombo metallico riscaldato in una soluzione di azotato di piombò, esercita un' azione riduttrice, in virtù della quale il piombo si ossida, e l' azotato si trasforma in azotito. Sulle prime la riduzione essendo parziale, si formano varie combinazioni di azotito ed azotato; ma continuando l' operazione, tutto l' azotato resta decomposto, e da quel momento in poi tutti i composti che si formano, non sono che combinazioni di acido azotoso con diverse quantità di ossido di piombo. Si conoscono 3 combinazioni di azotito ed azotato di piombo e 4 azotiti semplici, di cui daremo la composizione ed i principali caratteri, e che si formano successivamente nell' ordine stesso in cui verranno descritti.

1. $(2PbO,AzO^3,HO)+(2PbO,AzO^5,HO)$ — È il primo prodotto che si forma per l'azione del piombo metallico sopra una soluzione di azotato di piombo, e può considerarsi come un sale doppio risultante dalla combinazione di un equivalente d'azotito di piombo con un equivalente d'azotato, entrambi bibasici. Per prepararlo si discioglie nell'acqua un equivalente di azotato di piombo, si mette nella soluzione un equivalente di piombo metallico, e si riscalda il miscuglio alla temperatura di circa 60°, finchè tutto sia disciolto. Lasciando raffreddare il liquido, il doppio sale cristallizza in pagliuole di color giallo d'oro, risplendenti, e dotate di reazione alcalina, la cui soluzione attira facilmente l' acido carbonico dell' atmosfera, formando del carbonato di piombo insolubile, che si precipita.

2. $(4PbO,AzO^5,3HO)+(3PbO,AzO^3)$ — Può riguardarsi come una combinazione dell' azotato di piombo quatribasico descritto alla pagina 531 coll'azotito tribasico contrassegnato col num. 5. Si prepara facilmente riscaldando 2 eq. di azotato di piombo con 3 di piombo metallico, finchè tutto il metallo siasi disciolto. Cristallizza in piccoli prismi di color ranciato solubili nell' acqua; la soluzione che ne risulta è alcalina, e viene decomposta dall' acido carbonico libero.

3. PbO,AzO^3+PbO,AzO^5+Aq — Questo composto, che è un doppio sale risultante dalla combinazione dell' azotito neutro coll' azotato pari-

mente neutro di piombo, si ottiene facilmente mettendo in sospensione nell'acqua calda l'uno o l'altro de' sali precedentemente descritti, e facendo passare nel liquido dell'acido carbonico, finchè sia sparita ogni reazione alcalina. Filtrando la soluzione, per separarne il carbonato di piombo prodotto, e concentrandola nel vuoto, si ottiene il sale in esame cristallizzato in ottaedri regolari di color giallo carico.

4. $2PbO,AzO^3+Aq$ — Questo azotito di piombo bibasico, per la sua composizione corrisponde esattamente all'azotato della stessa denominazione, ed è rappresentato da qualche Chimico come una combinazione del sale neutro coll'idrato di piombo della formula $PbO,HO+PbO,AzO^5$. Si ottiene trattando il sale doppio num. 2 con piombo metallico, ovvero riscaldando per lungo tempo una soluzione d'azotato di piombo con un eccesso di metallo. Cristallizza in aghetti di color giallo dorato, dotati di reazione alcalina.

5. $3PbO+AzO^3$ — È un azotito tribasico ottenuto da Bromeis, la cui esistenza è messa in dubbio da qualche Chimico. Si forma nelle stesse condizioni del sale precedente, e cristallizza in aghetti ammassati in piccoli gruppi formati da strati concentrici, il cui colore varia dal rosso al verde.

6. $4PbO,AzO^3+Aq$ — Questo sale, che è un azotito quatribasico, costituisce il prodotto finale della reazione, e si prepara molto più facilmente degli altri azotiti precedentemente descritti, bastando riscaldare una soluzione di azotato di piombo con un eccesso di piombo metallico, finchè la reazione sia esaurita. È una polvere cristallina di color rosso, pochissimo solubile nell'acqua, e dotata di reazione alcalina.

7. PbO,AzO^3+Aq — È un azotito neutro, che si ottiene senza difficoltà, decomponendo il sale precedente, o qualunque altro azotito basico, per mezzo dell'acido carbonico, ed evaporando la soluzione nel vuoto. Cristallizza in prismi di color giallo molto solubili nell'acqua.

Azotito d'argento $= AgO+AzO^3$ — Si ottiene calcinando l'azotato di soda al calor rosso scuro per trasformarlo in azotito; disciogliendo il prodotto nell'acqua, e precipitando la soluzione coll'azotato d'argento. L'azotato di soda perde colla calcinazione non solo ossigeno, ma anche qualche traccia di acido; per cui una porzione di soda resta allo stato libero, ed in contatto dell'azotato d'argento ne precipita una certa quantità di base, ond'è che il precipitato che si forma è un miscuglio di ossido e di azotito d'argento. Trattando il precipitato misto con acqua bollente, l'ossido metallico resta indisciolto, e l'azotito cristallizza col raffreddamento del liquido. Il sale così ottenuto cristallizza in prismi senza colore, solubili in circa 300 parti d'acqua bollente, e viene spesso adoperato per preparare altri azotiti, trattandolo con quantità equivalenti de' rispettivi cloruri. Se nel preparare l'azotito d'argento si versa un eccesso di azotito alcalino, il sale primamente precipitato si ridiscioglie, e si ottiene cristallizzato in tavole romboidali un sale doppio, il quale si decompone facilmente in contatto dell'acqua, e coll'azione del calore.

Facendo bollire una soluzione neutra di azotato d'argento con argento metallico, si ottiene una soluzione giallognola, la quale non cri-

stallizza che con molta difficoltà. Quando è concentratissima si rappiglia in massa cristallina, e se in tale stato vien trattata con acqua, si trasforma in azotito neutro, che si discioglie, ed in azotito basico, che resta sotto forma d'una polvere gialla insolubile. Esposto all'aria questo sale si converte in azotato. Proust, che lo scoprì, vi notò delle proprietà singolari, di cui alcune meritano d'essere ricordate. Se si versa dell'ammoniaca nella sua soluzione, si precipita argento metallico, e nel liquido resta ammoniaca, ossido d'argento e acido azotico. Se si versa qualche goccia dell'azotito nell'acqua bollente, il miscuglio, diventa prima giallo, poi rosso, ed in ultimo nero, per l'argento che si riduce allo stato metallico. La soluzione filtrata è scolorita, e non contiene altra cosa che azotato d'argento neutro.

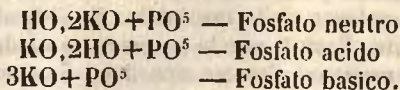
FOSFATI

Nessuno degli altri acidi conosciuti forma colle basi de'composti tanto numerosi e tanto variati, quanto l'acido fosforico. Descrivendo le proprietà di tale acido (pag. 195) abbiamo già indicato che possiede 3 stati isomeri diversi, cioè l'acido fosforico propriamente detto, l'acido pirofosforico e l'acido metafosforico, i quali differiscono per molti caratteri, e soprattutto per la capacità di saturazione. De' nuovi fatti scoperti in questi ultimi tempi conducono ad ammettere altre modificazioni, oltre alle 3 già rammentate, sicchè nello stato attuale se ne contano non meno di 5, e parrebbe ne dovessero esistere delle altre non ancora ben conosciute.

Riscaldando il fosfato acido di soda $NaO,2HO+PO^5$, l'acqua si sviluppa, e si ottiene un metafosfato $NaO+PO^5$; ma il prodotto si può presentare in 3 stati isomeri differentissimi, a seconda della temperatura impiegata, e della durata del riscaldamento. L'una di tali modificazioni è insolubile nell'acqua, e neutra alle carte reagenti; la seconda è solubilissima, cristallizzabile, e parimente neutra; la terza è solubilissima, incristallizzabile, deliquescente, e dotata di reazioni acide.

Ciascuno di tali composti è il tipo d'una serie di sali particolari, che qualche Chimico ha proposto di distinguere coi nomi di *metafosfati, isofosfati* e *parafosfati*. Noi lasciando da parte ogni considerazione teoretica, e togliendo per norma la diversa capacità di saturazione, divideremo i fosfati in 3 serie, come già abbiamo fatto per l'acido fosforico, cioè in *fosfati* propriamente detti o fosfati tribasici, in *pirofosfati* o fosfati bibasici, ed in *metafosfati* o fosfati monobasici. Conseguentemente riguarderemo come varietà riferibili al tipo *metafosfati* le tre modificazioni del sale di soda $NaO+PO^5$, e gli altri sali che da quelle derivano; e per evitare ogni equivoco, ciascuna delle tre modificazioni sarà contrassegnata con una lettera tolta dall'alfabeto greco. In conseguenza chiameremo *αMetafosfati* i sali che hanno per tipo il metafosfato di soda insolubile, *βMetafosfati* quelli che derivano dal sale solubile e cristallizzabile, *γMetafosfati* quelli che si riferiscono al sale deliquescente ed incristallizzabile.

Fosfati di potassa — Si conoscono tre combinazioni della potassa coll'acido fosforico, cioè:

$$HO,2KO+PO^5 \text{ — Fosfato neutro}$$
$$KO,2HO+PO^5 \text{ — Fosfato acido}$$
$$3KO+PO^5 \text{ — Fosfato basico.}$$

Fosfato neutro — Si ottiene saturando con carbonato di potassa in leggiero eccesso l' acido fosforico ordinario , ed evaporando la soluzione a consistenza sciropposa: col riposo si formano de' cristalli irregolari, solubilissimi nell'acqua, ed insolubili nell'alcole. Col riscaldamento questo sale perde l' equivalente d'acqua basica che contiene , e si converte in pirofosfato.

Fosfato acido — Aggiungendo un equivalente di acido fosforico al sale precedente , si ottiene il fosfato acido in cristalli voluminosi e regolari, dotati di reazione acida. Questo sale riscaldato a 200° circa, si converte in metafosfato di potassa $= KO+PO^5$.

Fosfato basico — Se si satura la soluzione dell'uno o dell' altro de' due sali precedenti con potassa caustica , e si versa dell'alcole nella soluzione, per separarne l'eccesso della potassa adoperata, si precipita in fondo del liquido una soluzione densa e sciropposa del fosfato basico in esame , la quale evaporata nel vuoto della macchina pneumatica, cristallizza in aghetti insolubili nell' alcole e deliquescenti.

Fosfati di soda — Se ne conoscono tre, che per la composizione corrispondono ai sali di potassa, e si distinguono parimente coi nomi non bene applicati, di *fosfato neutro, fosfato acido,* e *fosfato basico.*

Fosfato neutro $= (HO,2NaO+PO^5)+24\ Aq$ — I cristalli di questo sale ottenuti all' ordinaria temperatura sono de' prismi rombici monoclini , che si effioriscono facilmente in contatto dell'aria, ed hanno la formula indicata. Se la cristallizzazione ha luogo ad una temperatura di 31° circa, i cristalli che si formano racchiudono soli 15 equivalenti d'acqua di cristallizzazione , e differiscono totalmente dai primi per la forma. Se si riscalda a 100° circa,l'uno o l'altro de'due sali precedenti, tutta l'acqua di cristallizzazione si sviluppa, e vi resta soltanto l' acqua basica , la quale dal suo canto si sviluppa alla temperatura del calor rosso nascente, ma nel tempo stesso il sale si converte in pirofosfato. Il fosfato di soda si scioglie in 4 parti d'acqua fredda, ed in 2 di acqua bollente; ma è insolubile affatto nell' alcole, ed ha reazioni debolmente alcaline.

Questo sale si ottiene facilmente, saturando l'acido fosforico ordinario con carbonato di soda in leggiero eccesso. Nelle arti si prepara precipitando col carbonato di soda il bifosfato di calce del commercio, di cui si fa uso per la preparazione del fosforo.

Fosfato acido $= (NaO,2HO+PO^5)+2Aq$ —Questo sale cristallizza, secondo Mitscherlich, sotto due forme incompatibili, ed è per conseguenza dimorfo. È solubilissimo nell'acqua, ma insolubile nell'alcole, ed arrossa fortemente la tintura di laccamuffa. Riscaldato in una corrente d' aria secca alla temperatura di 100°, perde l'acqua di cristallizzazione;

ma al calor rosso cede ancora l'acqua basica, e si trasforma in metafosfato. Versato in una soluzione neutra di azotato d'argento, vi produce un precipitato giallo, che è un fosfato d'argento tribasico, e la soluzione diviene acida.

Si prepara aggiungendo un equivalente di acido fosforico al fosfato di soda neutro precedentemente descritto, e concentrando il liquido fino a consistenza sciropposa.

Fosfato basico $= 3NaO,PO^5+24Aq$ — Questo sale racchiude 24 equivalenti d'acqua di cristallizzazione, come il fosfato neutro, dal quale differisce soltanto perchè l'equivalente d'acqua basica, che il sale neutro contiene, è surrogato da un equivalente di soda, che ne fa le veci. Cristallizza in prismi esagoni aghiformi; la sua soluzione ha reazioni alcaline molto pronunziate, ed esposta all'aria, ne attira l'acido carbonico. Col riscaldamento perde soltanto l'acqua di cristallizzazione; ma per quanto fortemente si riscaldi, non subisce alterazione alcuna nelle proprietà.

Si prepara aggiungendo dell'idrato di soda alla soluzione del sale neutro, ed evaporando rapidamente il liquido, finchè si formi una crosta salina alla superficie.

Fosfati d'ammoniaca — Si ammette un sale neutro, un sale acido ed un sale basico corrispondenti a quelli di potassa e di soda.

Fosfato neutro $= HO,2AzH^4O+PO^5$ — Cristallizza in prismi quadrangolari solubilissimi nell'acqua, insolubili nell'alcole, e dotati di reazione alcalina. Questi cristalli esposti all'aria, si effioriscono perdendo dell'ammoniaca, e si convertono in fosfato acido. Col riscaldamento tale alterazione è molto più rapida. Il fosfato d'ammoniaca è solubile in 4 parti d'acqua fredda ed in una quantità molto minore d'acqua bollente. La sua soluzione coll'ebollizione si altera e diviene acida, sviluppando vapori d'ammoniaca.

Questo sale si prepara saturando con ammoniaca una soluzione concentrata di acido fosforico: il miscuglio si riscalda durante la reazione, e col raffreddamento del liquido cristallizza il sale in esame. Se ciò non avvenisse, perchè le soluzioni di acido fosforico e di ammoniaca impiegate erano diluite, si potrebbe concentrare il liquido al grado conveniente; ma siccome durante l'evaporazione si sviluppa ammoniaca ed il sale diviene acido, bisogna riaggiungere dell'ammoniaca al liquido evaporato, finchè non manifesti una reazione alcalina molto pronunziata.

Fosfato acido $= AzH^4O,2HO+PO^5$ — Si deposita dalle soluzioni debitamente concentrate in grossi cristalli trasparenti, inalterabili all'aria, solubili in 5 parti d'acqua fredda, ed in minor quantità di acqua calda, insolubili nell'alcole. Questo sale ha reazioni acide molto pronunziate.

Si prepara, sia concentrando al calore dell'ebollizione una soluzione diluita di fosfato neutro, finchè sia divenuta atta a cristallizzare, sia saturando direttamente con ammoniaca dell'acido fosforico, finchè il prodotto sia neutro alle carte reagenti, aggiungendovi in tale stato una quantità di acido fosforico eguale a quella diggià impiegata, ed evaporando il liquido.

Fosfato basico $= 3AzH^4O+PO^5$ — Facendo passare una corrente di gas ammoniaco in una soluzione di fosfato neutro abbastanza concentrata, si forma un deposito, nel quale si distinguono nettamente de'piccoli cristalli, i quali per altro non si possono prosciugare, senza decomporsi, e senza perdere una porzione d'ammoniaca.

Fosfato di barite$=HO,2BaO+PO^5$ — Si ottiene per doppia decomposizione, precipitando una soluzione di cloruro di bario per mezzo del fosfato di soda comune. È indifferente versare la soluzione del cloruro di bario in quella del fosfato o viceversa, mentre il sale che si precipita ha la stessa composizione in ambi i casi. Questo fosfato non è del tutto insolubile nell'acqua; secondo Bischof 20500 p. di acqua ne disciolgono 1 del sale in questione. Le soluzioni di sal marino, di sale ammoniaco, di nitrato d'ammoniaca ne disciolgono in maggiore abbondanza.

Se si fa digerire il fosfato di barite con acido fosforico, e si evapora la soluzione, si ottiene cristallizzato un sale acido, che secondo alcuni Chimici, ha per formula $BaO,2HO+PO^5$.

Disciogliendo il fosfato neutro nell'acido idroclorico, e versando nel liquido un eccesso di ammoniaca, si ottiene un precipitato bianco, al quale Ludwig assegna la formula poco probabile $3(5BaO,2PO^5,2HO) + BaCh$.

Secondo Graham, precipitando con cloruro di bario una soluzione di fosfato di soda tribasico$=3NaO+PO^5$, si ottiene un sale di barite d'una composizione corrispondente, rappresentata dalla formula $3BaO+PO^5$.

Fosfati di calce — La calce e l'acido fosforico si combinano in un gran numero di proporzioni, formando varii composti, alcuni de'quali non differiscono che per l'acqua di cristallizzazione. Noi descriveremo soltanto quelli, la cui composizione sembra meglio stabilita. Tali composti si possono ridurre ai soliti 3 tipi salini degli acidi tribasici, come i fosfati alcalini precedentemente descritti, cioè $3MO+PO^5$; $HO,2MO +PO^5$; $MO,2HO+PO^5$, e che distingueremo cogli stessi nomi. Quanto ai fosfati di calce, che apparentemente si riferiscono a un tipo diverso di composizione, vedremo che si possono riguardare come combinazioni de' tre primi.

Fosfato neutro$=(HO,2CaO+PO^5)+3Aq$—Se si versa a goccia a goccia una soluzione di fosfato di soda ordinario in una soluzione di cloruro di calcio, si precipita un fosfato di calce della composizione indicata sotto forma di polvere cristallina, la quale guardata col microscopio, apparisce formata da aghetti sottili, le cui estremità si suddividono in aghetti più piccoli. Riscaldando questo sale ad una temperatura di 150°, esso perde facilmente l'acqua di cristallizzazione, ma ritiene quella basica, la quale non si sviluppa che al calor rosso. Questo fosfato si discioglie facilmente negli acidi, come pure nell'acqua satura di acido carbonico, ed è appunto sotto questa forma che il fosfato di calce contenuto nella terra vegetabile e negl' ingrassi animali, disciolto dalle acque di pioggia, penetra nelle piante, ove si accumula.

Si conoscono ancora delle altre varietà di questo sale, che differiscono dalla precedente per l'aspetto esteriore, e per la quantità d'acqua che

racchiudono. Così il fosfato precedente, disciolto in una soluzione satura di acido carbonico, si deposita dopo un certo tempo cristallizzato in pagliuole bianche e risplendenti, le quali secondo Percy, hanno per formula $(HO,2CaO+PO^5)+5Aq$. Questi cristalli riscaldati fra 134° e 145°, perdono 3 equivalenti d'acqua, e si convertono in $(HO,2CaO+PO^5)+2Aq$.

Se si precipita con fosfato di soda in eccesso una soluzione di cloruro di calcio, e nel liquido torbido si versa dell'acido nitrico o dell'acido idroclorico, sicchè il precipitato si ridisciolga parzialmente, dopo un certo tempo si trovano nel liquido delle laminette cristalline, che hanno per formula $(HO,2CaO+PO^5)+4Aq$.

Quindi si deduce che conosciamo per lo meno quattro varietà di fosfato neutro di calce, contenenti 2, 3, 4, 5 equivalenti d'acqua di cristallizzazione. Tali composti sono stati pochissimo esaminati sinora, sicchè non sappiamo se le differenze che presentano dipendono dalla diversa quantità di acqua che racchiudono, ovvero se sono l'effetto di modificazioni molecolari inerenti a ciascuna di tali varietà.

Fosfato acido $=CaO,2HO+PO^5$ — Si ottiene disciogliendo il sale neutro nell'acido fosforico, ed evaporando il liquido fino a consistenza sciropposa. Col riposo e col raffreddamento si formano delle lamine cristalline d'aspetto perlaceo, e deliquescenti. Questo sale ha il sapore e le reazioni degli acidi; riscaldato al calor rosso, si fonde trasformandosi in un vetro semitrasparente ed insolubile nell'acqua; mescolato con polvere di carbone e distillato, viene ridotto e produce del fosforo, che si prepara appunto con questo mezzo (pag. 73). L'alcole lo decompone in acido fosforico libero che si discioglie, ed in un composto insolubile, che Raewsky rappresenta colla formula $3CaO+2PO^5+4HO$, che si può tradurre nella formula razionale $(HO,2CaO+PO^5)+(CaO,2HO+PO^5)+Aq$. Questa ultima indicherebbe, una combinazione di fosfato neutro con fosfato acido ed acqua in egual numero di equivalenti.

Fosfato basico $=3CaO+PO^5$ — Questo sale si trova nel regno inorganico combinato col cloruro di calcio, e costituisce un minerale cristallizzato in prismi esagoni regolari conosciuto col nome di *apatite*, la cui formula è $3(3CaO+PO^5)+CaCh$.

Lo stesso fosfato si può ancora ottenere artificialmente, precipitando il cloruro di calcio con una soluzione di fosfato di soda basico $=3NaO+PO^5$.

Fosfato delle ossa$=8CaO+3PO^5$ — Questo composto costituisce la base principale delle ossa degli animali, e nel regno inorganico forma un minerale, che chiamasi *fosforite*. Si ottiene pure artificialmente con diversi metodi, come p. e. versando a goccia a goccia una soluzione di cloruro di calcio in una soluzione di fosfato di soda comune mescolata con ammoniaca, colla precauzione di non precipitare che la metà soltanto dell'acido fosforico contenuto nel liquido. Lo stesso composto si forma, se si discioglie nell'acido idroclorico un fosfato di calce qualunque, e si precipita la soluzione con ammoniaca. Il precipitato che si ottiene, tanto coll'uno, quanto coll'altro metodo è leggiero, gelatinoso, e somiglia al-

l'allumina precipitata. Secondo Berzelius, ha la composizione di sopra accennata, la quale si potrebbe ancora esprimere colla formula razionale $2(3CaO,PO^5)+(HO,2CaO+PO^5)$, nella supposizione che il sale preparato per via umida, oltre l'acido fosforico e la calce, contenga ancora un equivalente d'acqua basica. In questi ultimi tempi l' esattezza di questa formula è stata messa in dubbio da Raewsky, il quale pretende che nelle condizioni di sopra rammentate si formi un fosfato tribasico della formula $3CaO+PO^5$; ma tale rettificazione, prima di essere ammessa, merita conferma.

Fosfato di magnesia$=(HO,2MgO+PO^5)+14\ Aq$ — Mescolando due soluzioni diluite, l'una di solfato di magnesia, l'altra di fosfato di soda, e lasciando riposare il miscuglio per lo spazio di circa 24 ore, si separa il sale in esame in cristalli aciculari. Questi cristalli riscaldati a 100°, perdono, secondo Scaffner, 8 equivalenti d'acqua; tra 180° e 190° ne perdono altri 6; finalmente quando si fanno arroventare, si sviluppa l'ultimo equivalente d'acqua, e si ottiene per residuo un pirofosfato di magnesia della formula $2MgO+PO^5$.

Fosfato basico $= 3MgO+PO^5$ — Costituisce un minerale rarissimo conosciuto col nome di *wagnerite*. Artificialmente si ottiene, facendo bollire con acqua il pirofosfato dianzi accennato, finchè il liquido non arrossi più la carta di laccamuffa: il fosfato basico resta allo stato insolubile sotto forma di polvere bianca, insipida e solubile negli acidi minerali; ma pochissimo solubile nell'acido acetico, il che lo distingue dal sale primitivo. Il prodotto artificiale contiene dell'acqua combinata, ed ha per formula $3MgO,\ PO^5+7Aq$.

Fosfato d'allumina $=2Al^2O^3+3PO^5$ — È insolubile nell'acqua; un eccesso di acido fosforico lo discioglie, trasformandolo in sale acido, che ha l'aspetto d'una massa gommosa e deliquescente. Colla fusione il sale neutro si trasforma in un vetro bianco ed opaco simile alla porcellana, mentre il sale acido forma un vetro trasparente.

Fosfato basico $= 4Al^2O^3+3PO^5$ — Si ottiene facilmente precipitando con ammoniaca in eccesso la soluzione del fosfato d'allumina in un acido. Il sale in esame si discioglie, senza decomporsi, nella soda e nella potassa caustiche. Gli acidi ed i sali ammoniacali lo precipitano da tali soluzioni, saturando l'alcali libero.

Nel regno minerale si trova una sostanza cristallizzata, e conosciuta col nome di *wawellite*, in cui il fosfato basico di allumina trovasi combinata coll'acqua e col fluoruro d'alluminio. La formula di questo minerale è $3\,(4Al^2O^3+3PO^5)+Al^2F^3+36Aq$.

Fosfato di manganese$=(HO,2MnO+PO^5)+6Aq$ — Si prepara versando del fosfato di soda comune in una soluzione di solfato di manganese acidulata per mezzo dell'acido idroclorico, finchè il precipitato che si forma cessi di ridisciogliersi. Dopo lo spazio di circa 12 ore il precipitato che prima era amorfo, diviene cristallino. Questi cristalli sono granellosi, di color roseo, solubili negli acidi concentrati, e poco solubili nell'acqua. In contatto dell'acqua bollente si decompongono, trasformandosi in sale acido che si discioglie, ed in sale basico insolubile. Ri-

scaldato al cannello, si fonde producendo un globulo di color violaceo così intenso, che par quasi nero.

FOSFATO BASICO $= 3MnO,PO^5+7Aq$ — È una polvere bianca ed insolubile, che si ottiene precipitando il solfato di manganese per mezzo del fosfato di soda ordinario.

FOSFATO DI DIDIMIO $=3DO,PO^5+2Aq$ — Versando una soluzione concentrata di acido fosforico in una soluzione egualmente concentrata di azotato di didimio, sulle prime non apparisce nessun precipitato; ma dopo un'ora o due di riposo, si precipita una polvere bianca, insolubile nell'acqua, poco solubile negli acidi deboli, facilmente solubile negli acidi forti e concentrati. Il sale disseccato nel vuoto ha, secondo Marignac, la formula preindicata, e riscaldato a 100°, perde l'acqua di cristallizzazione.

FOSFATO DI FERRO $=3FeO+PO^5$ — Si ottiene precipitando il solfato di protossido di ferro col fosfato di soda. Il sale recentemente preparato è bianco; ma in contatto dell'aria diviene azzurro. Il prodotto di tale alterazione è riguardato da Rammelsberg come un sale a base di protossido e di sesquiossido. Giova non pertanto osservare che il composto azzurro non si può ottenere, precipitando direttamente con fosfato di soda un miscuglio che contenga un sale di protossido ed un sale di sesquiossido di ferro, circostanza che sembra poco favorevole all'ipotesi di Rammelsberg. Questo stesso sale si rinviene in natura in polvere bianca e terrosa, che esposta all'aria, diviene azzurra o verde.

FOSFATO DI SESQUIOSSIDO $=2Fe^2O^3+3PO^5$ — Si può ottenere facilmente, precipitando una soluzione di sesquicloruro di ferro per mezzo del fosfato di soda. Il precipitato è bianco, inalterabile all'aria, insolubile nell'acqua, solubile negli acidi; ma insolubile nell'acido acetico. Quest'ultima proprietà permette nelle analisi minerali di precipitare tutto l'acido fosforico in combinazione col sesquiossido di ferro. Se si riscalda questo sale ad un'alta temperatura, si fonde in un vetro di color grigio cinereo. Riscaldato colla polvere di carbone, si riduce in un globulo di fosfuro di ferro fuso.

FOSFATO D'URANIO $=(HO,2UO+PO^5)+2Aq$ — Tanto il fosfato di soda ordinario, quanto il pirofosfato, versati nelle soluzioni de' sali di uranio, producono un precipitato verde e gelatinoso, che è della stessa natura in ambi i casi, ed ha la stessa composizione. Questo sale è insolubile negli acidi deboli; l'acido idroclorico concentrato lo discioglie, ma la soluzione è precipitata dall'acqua; l'ammoniaca non l'altera; la potassa lo decompone, mettendo in libertà l'ossido d'uranio.

FOSFATO D'URANILE $=(HO,2U^2O^3+PO^5)+8Aq$ — Si ottiene versando dell'acido fosforico in una soluzione di acetato d'uranile, finchè nel liquido si forma precipitato. È una polvere cristallina di color giallo, che riscaldata a 60°, perde di già due equivalenti d'acqua, e fra 120° e 170° diviene anidro, ritenendo soltanto l'acqua basica, la quale non si sviluppa che ad una temperatura molto maggiore.

FOSFATO ACIDO $= (U^2O^3,2HO+PO^5)+3Aq$ — Si ottiene disciogliendo il sale precedente nell' acido fosforico, ed evaporando la soluzione. Il li-

quido concentrato, lasciato per qualche tempo in un'atmosfera secca, produce de' cristalli di color giallo.

Fosfato di nichelio = $3NiO,PO^5+7Aq$ — Si prepara per doppia decomposizione. È una polvere di color verde chiaro, solubile in un eccesso di acido fosforico.

Fosfato di cobalto = $HO,2CoO+PO^5$ — Versando una soluzione concentrata di fosfato di soda in quella d'un sale di cobalto, il fosfato in esame si precipita in polvere di color paonazzo scuro. L'acido fosforico lo discioglie, producendo un liquido di color rosso vinoso.

Con questo sale si prepara nelle arti certa materia colorante, che dal nome dello scopritore si chiama *bleu Thénard*, e che per la bellezza e vivacità del suo colorito si avvicina all'oltremare. Questa sostanza si ottiene calcinando in un crogiuolo chiuso, durante circa mezz'ora, un miscuglio di 1 parte di fosfato di cobalto umido con 8 parti di allumina precipitata, e del tutto scevra di ferro. Il prodotto ha un colore tanto più bello per quanto più sono puri gl' ingredienti adoperati.

Fosfato di zinco = $HO,2ZnO+PO^5$ — Si ottiene precipitando una soluzione di solfato di zinco per mezzo del fosfato di soda. È una polvere bianca, insolubile nell'acqua; ma solubile nell'acido fosforico e negli altri acidi.

Fosfato di cromo = Cr^2O^3,PO^5+12Aq — Versando del fosfato di soda in una soluzione di allume di cromo, si forma, secondo Rammelsberg, un precipitato voluminoso della formula sovraindicata, il quale lasciato per un certo tempo nel liquido stesso in cui si è formato, si converte in una polvere cristallina di color paonazzo carico. Secondo lo stesso Chimico, questo sale in alcune circostanze cristallizza con 10, in altre con 6 equivalenti d' acqua.

Fosfato di vanadio = HO,VO^2+PO^5 — Questo sale è solubilissimo nell'acqua, e la soluzione concentrata a consistenza sciropposa, non cristallizza, ed evaporata a secchezza, si converte in una massa bianca rigonfiata, infusibile ad un grado più forte di calore. Se la soluzione contiene un eccesso di acido fosforico, in tal caso il sale neutro cristallizza, producendo de' cristallini azzurri e deliquescenti. L'acqua madre si scolora compiutamente, e non contiene che dell'acido fosforico, senza traccia di ossido di vanadio.

Fosfato di rame = $3CuO,PO^5+3Aq$ — Se con una soluzione di fosfato di soda si precipita il solfato di rame, in modo per altro che quest'ultimo sale sia in grande eccesso rispetto al primo, si ottiene un precipitato, la cui composizione è rappresentata, secondo Rammelsberg, dalla formula precedente. Se nell'acqua madre si versa una nuova quantità di fosfato di soda, si ottiene un altro precipitato, che secondo lo stesso Chimico, ha per formula $8CuO,PO^5+7Aq$. Finalmente se si versa del solfato di rame a goccia a goccia in una soluzione di fosfato di soda in eccesso, si precipita un sale diverso dai due primi, che è rappresentato dalla formula $5CuO,3PO^5+3Aq$.

Fosfato di piombo = $HO,2PbO+PO^5$ — Secondo Heintz, questo sale si prepara versando dell'acido fosforico in una soluzione bollente di ni-

trato di piombo. È una polvere bianca e cristallina, che colla calcinazione perde l'acqua basica, e si converte in pirofosfato, senza mutar di colore.

Se si versa del fosfato di soda in una soluzione bollente di cloruro di piombo, in modo per altro che quest'ultimo sia in grande eccesso rispetto al primo, si ottiene un precipitato cristallino, che contiene del cloruro di piombo in combinazione, ed è rappresentato, secondo Gérhardt, dalla formula $PbCh+2PbO,PO^5+Aq$. Questo composto è insolubile nell'acqua bollente, e riscaldato a 100°, perde l'acqua che contiene, diventando anidro.

Fosfato basico $= 3PbO+PO^5$ — Secondo Gérhardt, si ottiene versando a goccia a goccia una soluzione di acetato o di nitrato di piombo in una soluzione di fosfato di soda in eccesso. Si può ancora preparare, secondo Heintz, facendo digerire con ammoniaca il fosfato neutro precedentemente descritto. È una polvere bianca, insolubile nell'acqua, ma solubile nell'acido nitrico e nelle soluzioni di soda o di potassa.

Nel regno minerale si trova cristallizzata una sostanza, conosciuta col nome di *piombo fosfato*, la quale ha per formula $3(3PbO,PO^5)+PbCh$ ed è isomorfa coll'*apatite*, dalla quale differisce perchè il calcio è surrogato dal piombo. Questo stesso composto di fosfato e cloruro di piombo si può ottenere artificialmente, secondo Heintz, mescolando una soluzione bollente di cloruro di piombo con una soluzione di fosfato di soda in eccesso. Il prodotto costituisce una polvere bianca e solubile nell'acido nitrico diluito, che ha per formula $3(3PbO,PO^5)+PbCh+Aq$. Colla calcinazione perde l'acqua, ed il residuo ha esattamente la composizione del *piombo fosfato* naturale.

Se invece di versare la soluzione del sale di piombo in un eccesso di fosfato di soda, si fa l'inversa, cioè si versa il fosfato alcalino in un eccesso di nitrato di piombo, si precipita un fosfo-nitrato, che secondo Gérhardt, è rappresentato dalla formula razionale $3PbO,PO^5+PbO,AzO^5+2Aq$. Questo sale è una polvere bianchissima, cristallina, pesante, e del tutto insolubile nell'acqua fredda. L'acqua bollente lo decompone in azotato che si discioglie, ed in fosfato insolubile; l'acido nitrico concentrato e bollente lo discioglie, e raffreddandosi lo deposita cristallizzato in tavolette esagone derivanti da un prisma triclino. Calcinando questo sale, si sviluppano dell'acqua e dei vapori nitrosi, e resta un fosfato quatribasico, i cui cristalli conservano la forma del sale primitivo.

Fosfato quatribasico $=4PbO+PO^5$ — Si ottiene calcinando il fosfo-nitrato precedente. A caldo questo sale diviene di color giallo pallido; ma ridivien bianco raffreddandosi.

Fosfato di mercurio $= 3HgO+PO^5$ — Si ottiene per doppia decomposizione, versando del nitrato di protossido di mercurio in una soluzione di fosfato di soda ordinario; ma il più delle volte contiene del nitrato basico, il quale si forma per l'azione dell'acqua che tiene in soluzione il fosfato di soda, sul nitrato di mercurio.

È una polvere di color bianco traente al giallo, insolubile nell'acqua, ma solubile negli acidi. Messo in contatto della potassa, si colora in

giallo, carattere che non permette di confonderlo col sale di sottossido.

Se si versa la soluzione di fosfato di soda in un eccesso di nitrato di mercurio, invece del fosfato precedentemente descritto, si ottiene un fosfo-nitrato, la cui formula probabile è $3HgO,PO^5+HgO,AzO^5$.

Fosfato di sottossido $=3Hg^2O+PO^5$ — Versando una soluzione d'azotato di sottossido di mercurio in una soluzione di fosfato di soda comune mantenuta in grande eccesso, si precipita il fosfato di sottossido in polvere bianca ed amorfa, che riscaldata moderatamente in un tubo di vetro, sviluppa vapori mercuriali, e si trasforma in fosfato di protossido.

Se invece si versa il fosfato alcalino in un eccesso di azotato di sottossido di mercurio disciolto nell'acqua acidulata con acido azotico, si forma un precipitato, che sulle prime si ridiscioglie nel liquido acido; ma poi divien permanente, cristallino e di color bianco o giallognolo. Questo prodotto è un fosfo-nitrato di sottossido di mercurio, al quale Gérhardt attribuisce la formula $3Hg^2O,PO^5+Hg^2O,AzO^5+2Aq$.

Fosfato d'argento $= 3AgO+PO^5$ — È una polvere di un bellissimo color giallo, che si ottiene precipitando il fosfato di soda comune con una soluzione di azotato d'argento neutro.

PIROFOSFATI

Pirofosfato di potassa $= 2KO,PO^5+3Aq$ — Questo sale, secondo Schwarzemberg, si prepara mescolando dell' acido pirofosforico in leggiero eccesso con una soluzione alcolica di potassa. Versando dell'alcole nel liquido, questo s'intorbida, ed a capo di 24 ore deposita uno strato sciropposo, che evaporato a secco lascia un residuo, il quale calcinato dà per prodotto un miscuglio di pirofosfato e metafosfato di potassa, che si possono separare facilmente per mezzo dell'acqua, in cui il metafosfato è insolubile.

Il pirofosfato di potassa riscaldato a 100°, perde un equivalente d'acqua; a 180° un secondo; ma l'ultimo non si sviluppa che alla temperatura di 300°. Recentemente calcinato, costituisce una massa bianca deliquescente; la soluzione ha reazioni alcaline, e fatta bollire con un eccesso di potassa, si converte in fosfato ordinario.

Pirofosfato acido $= KO,HO+PO^5$ — Disciogliendo il sale precedente nell'acido acetico, ed aggiungendo dell'alcole alla soluzione, si separa un liquido oleaginoso, che costituisce il sale in esame. Se dopo di avere lavato questo prodotto con alcole, si espone per qualche giorno in un'atmosfera disseccata per mezzo dell' acido solforico, si solidifica in una massa bianca e deliquescente.

Pirofosfato di soda $= 2NaO+PO^5$ — Si ottiene facilmente calcinando il fosfato di soda ordinario. Parlando dell' acido pirofosforico (pag. 197) abbiamo già indicato le principali reazioni di questo sale.

Pirofosfato acido $= NaO,HO+PO^5$ — Si prepara come il sale corrispondente di potassa. È una polvere cristallina solubilissima nell'acqua.

PIROFOSFATO D'AMMONIACA $= 2AzH^4O + PO^5$ — Se si satura con un eccesso d'ammoniaca una soluzione di acido pirofosforico, e nel liquido si versa dell'alcole, dopo 24 ore circa si deposita il pirofosfato d'ammoniaca in laminette cristalline.

Questo sale è solubilissimo nell'alcole, e coll'ebollizione si converte in pirofosfato acido, sviluppando ammoniaca.

PIROFOSFATO DI BARITE $= 2BaO,PO^5 + Aq$ — Si ottiene per doppia decomposizione per mezzo del pirofosfato di soda e del cloruro di bario. È una polvere amorfa poco solubile nell'acqua, ed insolubile nell'acido acetico.

PIROFOSFATO DI STRONZIANA $= 2SrO,PO^5 + Aq$ — Si ottiene come il sale precedente. È una polvere bianca, che fatta bollire con acqua, divien cristallina.

PIROFOSFATO DI CALCE $= 2(2CaO + PO^5) + 3Aq$ — Si prepara come i sali di barite e di stronziana. È una polvere amorfa, che si discioglie in una soluzione di acido solforoso, e si precipita in croste cristalline, quando l'acido si evapora.

PIROFOSFATO DI MAGNESIA $= 2MgO,PO^5 + 3Aq$ — Versando del pirofosfato di soda in una soluzione di solfato di magnesia, si forma un precipitato fioccoso, che si trasforma in polvere cristallina, quando si discioglie in una soluzione di acido solforoso, e si fa bollire il liquido.

PIROFOSFATO D' ALLUMINA $= 2Al^2O^3,3PO^5 + 10Aq$ — Si prepara per doppia decomposizione. È un precipitato amorfo solubile nella potassa e nell'ammoniaca.

PIROFOSFATO DI MANGANESE $= 2MnO,PO^5 + 3Aq$ — Si ottiene per doppia decomposizione. Si discioglie in una soluzione di acido solforoso, d'onde si separa in isquame cristalline. La potassa lo decompone.

PIROFOSFATO DI CROMO $= 2Cr^2O^3,3PO^5 + 7Aq$ — Si ottiene come il precedente. È una polvere di color verde insolubile nell'acqua, solubile negli acidi minerali, nella potassa e nella soluzione di pirofosfato di soda.

PIROFOSFATO DI ZINCO $= 2(2ZnO + PO^5) + 3Aq$ — È insolubile, e si prepara come il precedente. Si discioglie nella soluzione di acido solforoso, da cui si separa allo stato cristallino; gli acidi, la potassa e l'ammoniaca lo disciolgono facilmente. Arroventato in una corrente di gas idrogeno, si decompone in zinco metallico, acido fosforoso e idrogeno fosforato.

PIROFOSFATO DI CADMIO $= 2CdO,PO^5 + 2Aq$ —Somiglia al precedente, e si ottiene allo stesso modo.

PIROFOSFATO DI FERRO — Versando del pirofosfato di soda nella soluzione del solfato di protossido di ferro, si precipita il sale in esame; ma si trasforma rapidamente in pirofosfato di sesquiossido.

PIROFOSFATO DI SESQUIOSSIDO $= 2Fe^2O^3,3PO^5 + 9Aq$ —Si prepara come i precedenti per doppia decomposizione. Si discioglie negli acidi energici; ma l'acido acetico e l'acido solforoso non vi hanno azione.

PIROFOSFATO DI PIOMBO $= 2PbO,PO^5 + Aq$ —È insolubile nell'acqua, nell'acido solforoso e nell'ammoniaca; ma la potassa ed il pirofosfato di soda lo disciolgono rapidamente. Si ottiene per doppia decomposizione.

Pirofosfato di rame $= 2CuO,PO^5+2Aq$ — Si ottiene come i precedenti, e si discioglie nell'acido solforoso, da cui si precipita allo stato cristallino. L'idrogeno lo decompone a caldo negli stessi prodotti che risultano dalla decomposizione del pirofosfato di zinco nelle stesse condizioni.

Pirofosfato di nichelio $= 2NiO,PO^5+6Aq$ — Si prepara come i precedenti. Si discioglie nell'acido solforoso, e si precipita allo stato cristallino.

Pirofosfato di mercurio $= 2HgO+PO^5$ — Si ottiene per doppia decomposizione. Viene decomposto dalla potassa.

Pirofosfato di sottossido $= 2Hg^2O,PO^5+Aq$ — Si precipita per doppia decomposizione. Si discioglie nell'acido nitrico; l'acido idroclorico lo decompone.

Pirofosfato d'argento $= 2AgO+PO^5$ — È un precipitato bianco caseoso, solubile nell'acido azotico e nell'ammoniaca, che si prepara facilmente, precipitando coll'azotato d'argento una soluzione di pirofosfato di soda, ottenuta disciogliendo nell'acqua il prodotto della calcinazione del fosfato di soda ordinario.

α METAFOSFATI

Metafosfato di soda $= NaO+PO^5$ — Si ottiene riscaldando ad una temperatura che non sia maggiore di 315°, il fosfato acido di soda $NaO, 2HO+PO^5$. Trattando con acqua il residuo, che è un miscuglio dei metafosfati α e β, l'ultimo di questi due sali si discioglie, mentre il primo resta allo stato insolubile.

Si può ancora ottenere lo stesso sale, riscaldando alla temperatura di 315° un miscuglio di acido fosforico ordinario e di nitrato di soda. Per mezzo dell'acqua si separa l'eccesso dell'acido impiegato dal metafosfato ottenuto. È quasi insolubile nell'acqua, solubile negli acidi diluiti, e neutro alle carte regenti. Riscaldato al calor rosso, si fonde in un vetro trasparente, il quale ha reazioni acide; è solubilissimo nell'acqua, ed attira l'umidità dell'aria. Quest'ultima modificazione costituisce il γ metafosfato.

Metafosfato di potassa $= KO+PO^5$ — Si ottiene trattando il clorato di potassa con acido fosforico ordinario, e calcinando il miscuglio a 315° circa. È come il sale di soda, insolubile nell'acqua e solubile negli acidi diluiti.

Metafosfato di barite $= BaO+PO^5$ — È una polvere bianca insolubile nell'acqua e negli acidi diluiti, che si ottiene calcinando l'acido fosforico in contatto del carbonato di barite ad una temperatura di 316°.

I metafosfati di stronziana, di calce e di magnesia somigliano al sale precedente, sì per le proprietà che per la composizione, e si preparano collo stesso metodo.

Metafosfato d'allumina $= Al^2O^3+3PO^5$ — Si prepara disciogliendo l'allumina in un eccesso di acido fosforico, e riscaldando il miscu-

glio alla temperatura di 315°. Il sale si separa in polvere bianca, insolubile nell'acqua e negli acidi concentrati.

Metafosfato di manganese $= MnO+PO^5$ — Per preparare questo sale, si versa una soluzione di solfato di manganese nell'acido fosforico diluito, si evapora il miscuglio, e si riscalda il residuo a 316°. È una polvere bianca ed insolubile.

Metafosfato di cromo $= Cr^2O^3+3PO^5$ — Si prepara come il sale di allumina. È una sostanza di bel color verde, insolubile nell'acqua e negli acidi concentrati.

Metafosfato di sesquiossido di ferro $= Fe^2O^3+3PO^5$ — È una polvere bianca, insolubile nell' acqua e negli acidi diluiti; ma solubile nell'acido solforico concentrato. Si ottiene trattando con acido fosforico il sesquicloruro di ferro e riscaldando il miscuglio.

Metafosfato di nichelio $= NiO+PO^5$ — Aggiungendo dell' acido fosforico ad una soluzione di solfato di nichelio, evaporando il liquido, e calcinando il residuo dell' evaporazione ad una temperatura di circa 316°, si ottiene una polvere verdastra, insolubile nell' acqua e negli acidi diluiti, che è il metafosfato di nichelio.

Metafosfato di cobalto $= CoO+PO^5$ — Si presenta in polvere di color rosso, e si prepara come il sale precedente.

Metafosfato di rame $= CuO+PO^5$ — Costituisce una polvere di color bianco traente all'azzurro insolubile nell'acqua e negli acidi diluiti, che si prepara come i sali corrispondenti di nichelio e di cobalto.

β metafosfati

Metafosfato di soda$=NaO,PO^5+4Aq$—Per preparare questo sale, si riscalda in un crogiuolo di platino ad una temperatura, per quanto è possibile uniforme, il doppio fosfato di soda e di ammoniaca $NaO, 2AzH^4O+PO^5$. Il sale sulle prime diviene acido, sviluppando ammoniaca, poi a poco a poco l'acidità sparisce, e finalmente si converte in un miscuglio di metafosfato α e β. Trattando il prodotto con acqua fredda, si discioglie soltanto l' ultimo, ed evaporando la soluzione in un piatto, o altro vase di larga superficie, ad una temperatura di 30° circa, il metafosfato cristallizza. I cristalli di questo sale appartengono al sistema del prisma triclino, sono solubili in $4\frac{1}{2}$ parti d'acqua fredda, ed insolubili nell'alcole; hanno un sapore fresco e salato nel tempo stesso, e non spiegano reazione di sorta sulla carta di laccamuffa.

La soluzione di questo sale si conserva per lungo tempo all'ordinaria temperatura, senza alterarsi; ma se si fa bollire, si assimila 2 equivalenti d'acqua, e si converte in fosfato acido, il quale col nitrato di argento produce la reazione caratteristica de' fosfati. L'acido contenuto in questa modificazione forma de' sali solubili con tutte le basi.

Metafosfato di barite $= BaO,PO^5+2Aq$ — Si ottiene versando il metafosfato di soda precedentemente descritto in una concentrata soluzione di cloruro di bario: dopo breve intervallo di tempo il sale di barite si deposita cristallizzato in prismi rombici monoclini.

Si può riscaldare questo sale al calor bianco, senza che si fonda, ma in tal caso diviene insolubile negli acidi.

Metafosfato di piombo $= PbO,PO^5+Aq$ — Mescolando delle soluzioni concentrate di metafosfato di soda e di nitrato di piombo, e lasciando riposare il liquido per qualche giorno, si trova il metafosfato di piombo in bei cristalli poco solubili nell'acqua; che ritengono ostinatamente qualche traccia del nitrato di piombo impiegato.

Metafosfato di argento $= 3(AgO,PO^5)+2Aq$ — Si prepara come il sale precedente. I cristalli di questo sale sono regolarissimi, e sembrano appartenere al sistema del prisma monoclino. Sono solubili in 60 parti d'acqua fredda.

Le altre specie saline di questo genere non sono state ancora studiate, e però ci asterremo dal farne menzione.

γ metafosfati

I sali di questa serie sono pochissimo conosciuti. Si sa solamente che quello a base di soda si ottiene facendo arroventare il metafosfato α, il quale si trasforma in una massa vetrosa, deliquescente e dotata di reazioni acide. Questo sale versato nelle soluzioni de'sali di barite, di calce e di magnesia, produce de' precipitati bianchi della consistenza della trementina ordinaria, e col nitrato d'argento dà un precipitato bianco solubile nel metafosfato alcalino.

FOSFITI

Fosfito di potassa $= 2KO+PO^3$ — È un sale solubilissimo nell'acqua, insolubile nell'alcole, deliquescente, ed incristallizzabile.

Fosfito di soda $= 2NaO+PO^3$ — Cristallizza, ma con difficoltà, in romboedri prossimi al cubo. È solubilissimo nell' acqua e nell' alcole anidro.

Fosfito d'ammoniaca $= 2AzH^4O+PO^3$ — È un sale deliquescente, e solubilissimo nell' acqua, ma capace di cristallizzare. Riscaldato in vasi chiusi, sviluppa ammoniaca e lascia dell'acido fosforoso idrato per residuo. Ad una temperatura più elevata quest'ultimo si risolve in fosfuro d'idrogeno gassoso ed in acido fosforico.

Fosfito di barite $= 2BaO,PO^3+2Aq$ — Mescolando due soluzioni, l'una di fosfito di soda, l'altra di cloruro di bario, sul momento non si forma nessun precipitato; ma dopo uno o due giorni, sulla interna superficie del vase si deposita il fosfito di barite in croste semicristalline, che nell' aria secca si effloriscono, e colla calcinazione si trasformano in fosfato.

Disciogliendo il sale precedente nell'acido fosforoso, ed evaporando la soluzione, si ottiene un residuo sciropposo, in cui si formano dei cristalli di bifosfito, che probabilmente contengono $BaO,HO+PO^3$.

Fosfito di stronziana $= 2SrO+PO^3$ — Disciogliendo il carbonato di stronziana nell'acido fosforoso, ed evaporando la soluzione, si ot-

tiene cristallizzato il fosfito di stronziana. L'acqua decompone questo sale, soprattutto se è calda, in un sale insolubile che si precipita, ed in un sale acido, che resta disciolto nell'acqua, e non cristallizza che con grande difficoltà.

Fosfito di calce $= 2CaO+PO^3$ — È poco solubile, e si decompone come il precedente in contatto dell'acqua.

Fosfito di magnesia $= 2MgO+PO^3$ — Questo sale richiede 400 parti d'acqua per disciogliersi, e si deposita durante l'evaporazione in forma di crosta trasparente e cristallina. Contiene molta acqua di cristallizzazione, e si combina col fosfito d'ammoniaca, per formare un sale doppio cristallizzato e poco solubile.

Fosfito di manganese $= 2MnO,PO^3,+2Aq$ — Si prepara, secondo Rose, versando un sale di manganese solubile in una soluzione di tricloruro di fosforo, precedentemente saturata coll'ammoniaca: il sale di manganese si precipita allo stato di polvere bianca traente al roseo. Fortemente disseccato, perde la metà dell'acqua che contiene; se poscia si riscalda in una storta, si trasforma in fosfato, tramandando una luce vivissima, e sviluppando un miscuglio gassoso composto di fosfuro d'idrogeno e idrogeno libero.

Fosfito di ferro $= 2FeO+PO^3$ — Si prepara come il precedente, e si precipita in polvere bianca quasi del tutto insolubile nell'acqua. Col riscaldamento produce gli stessi fenomeni che il fosfito di manganese.

Fosfito di zinco $= 2ZnO,PO^3+12Aq$ — Si precipita in forma di polvere bianca alquanto solubile nell'acqua.

Fosfito di rame $= 2CuO+PO^3$ — Si precipita in polvere di bel colore azzurro. Col riscaldamento sviluppa prima acqua, poi gas idrogeno, e lascia in ultimo una sostanza fusa di color bruno, composta di fosfato acido di rame e rame metallico.

Fosfito di piombo $= 2PbO,PO^3+Aq$ — Per ottenere questo sale, si satura con ammoniaca una soluzione acquosa di tricloruro di fosforo, e si versa in una soluzione di cloruro di piombo. Il precipitato che si forma è un composto di cloruro e fosfito, che lavato con acqua bollente, lascia in ultimo il solo fosfito. Col riscaldamento si converte in fosfato, sviluppando fosfuro d'idrogeno gassoso. Trattato con ammoniaca, si trasforma in fosfito basico, il quale pare contenere sei equivalenti di ossido per uno di acido.

I fosfiti di argento, di mercurio e degli altri metalli dell'ultima sezione non possono esistere, mentre l'acido fosforoso decompone, non solo gli ossidi, ma anche i sali di questi metalli, riducendoli allo stato metallico.

IPOFOSFITI

Ipofosfito di potassa — Si ottiene riscaldando il fosforo in una soluzione concentrata di potassa caustica. Il liquido non cristallizza, ma evaporato, lascia per residuo una massa salina deliquescente e so-

lubile nell'alcole. Quest'ultima proprietà permette di separare questo sale dal fosfato e dal fosfito della stessa base, che si formano contemporaneamente, per la reazione del fosforo sul liquido alcalino.

Ipofosfito di soda = NaO,2HO+PO — Si ottiene decomponendo l'ipofosfito di calce con carbonato di soda. La soluzione evaporata nel vuoto, cristallizza in tavole iridate e deliquescenti.

Ipofosfito d'ammoniaca — È deliquescente, solubile nell'acqua e nell'alcole.

Ipofosfito di barite =(BaO,2HO+PO)+Aq — Si ottiene senza difficoltà, facendo digerire il fosforo con una soluzione d'idrato di barite. Con una lenta evaporazione il sale cristallizza in aghetti bianchi. Per favorire la cristallizzazione, giova versare nel liquido un po' d'alcole, finchè cominci ad intorbidarsi. Il sale riscaldato a 100°, perde un equivalente di acqua; ma gli altri due non si sviluppano, e ad una temperatura molto elevata si decompongono in ossigeno, che ossida l'acido ipofosforoso, trasformandolo in acido fosforico, ed in idrogeno che si sviluppa combinato col fosforo, allo stato di fosfuro d'idrogeno spontaneamente infiammabile.

Ipofosfito di calce = CaO,2HO+PO — Con una lenta evaporazione cristallizza in prismi esagoni aghiformi, solubili in 6 parti d'acqua.

Ipofosfito di magnesia = (MgO,2HO+PO)+6Aq — Si ottiene facendo bollire l'ossalato di magnesia coll'ipofosfito di calce, filtrando ed evaporando il liquido. Cristallizza in ottaedri regolari, voluminosi, solubili nell'acqua, ed efflorescenti.

Ipofosfito di manganese — Si prepara come il precedente. È solubilissimo nell'acqua, deliquescente, ed incristallizzabile.

Ipofosfito di ferro = FeO,2HO+PO? — Si prepara disciogliendo il ferro nell'acido ipofosforoso. Il liquido evaporato nel vuoto, produce una massa cristallina verdognola.

Ipofosfito di zinco = ZnO,2HO+PO? — È pochissimo solubile, e però non si perviene che con molta difficoltà ad ottenerlo cristallizzato.

Ipofosfito di rame = CuO,2HO+PO? — Disciogliendo l'idrato di rame nell'acido ipofosforoso, si ottiene una soluzione azzurra, la quale concentrata nel vuoto, o abbandonata per molto tempo a se stessa, si decompone, precipitando del rame allo stato metallico.

Ipofosfito di piombo = PbO,2HO+PO — È poco solubile nell'acqua fredda, discretamente solubile nell'acqua bollente, e cristallizza in prismi a base quadrata.

Gl'ipofosfiti d'argento, di mercurio e degli altri metalli dell'ultima sezione non esistono.

ARSENIATI

Arseniati di potassa — Arseniato neutro = $HO,2KO+AsO^5$? — Si ottiene neutralizzando l'acido arsenico con la potassa. Evaporando la soluzione a secco, resta una massa salina, deliquescente ed incristallizzabile.

Arseniato acido = $KO,2HO+AsO^5$ — Si prepara aggiungendo al sale pre-

cedente una quantità di acido arsenico eguale a quella che già contiene. Coll' evaporazione produce de' cristalli voluminosissimi, la cui forma primitiva è l'ottaedro a base quadrata. Si ottiene egualmente questo sale, calcinando un miscuglio di nitro ed acido arsenioso a parti eguali. La soluzione non precipita i sali terrosi, ed arrossa la carta tinta con la laccamuffa; ma quest' ultima prosciugandosi, riacquista il colore azzurro primitivo.

Arseniato basico $= 3KO + AsO^5$ — Si ottiene aggiungendo idrato di potassa all' uno o all'altro de' sali precedenti, ed evaporando la soluzione a consistenza sciropposa. Cristallizza in aghi sottili e deliquescenti.

Arseniati di soda — Arseniato neutro $= (HO,2NaO + AsO^5) + 24Aq$ — Corrisponde in tutto al fosfato di soda ordinario, col quale è isomorfo. Difatti sostituendo il fosforo di quest'ultimo sale coll'arsenico, si ha la formula dell' arseniato di soda. Questo composto produce de' cristalli molto voluminosi, che esposti all'aria si effioriscono. Quando cristallizza alla temperatura di 18° o 20° da una soluzione concentrata, prende soltanto 15 equivalenti d'acqua di cristallizzazione; di modo che anche in ciò si conduce come il fosfato corrispondente. La soluzione di questo sale è dotata di reazioni alcaline: versata nelle soluzioni de' sali di calce, di magnesia, di zinco, di rame, d'argento, di mercurio, ec. ne precipita degli arseniati a tre equivalenti di base, mentre il liquido diviene acido.

Questo sale si prepara riscaldando a rosso un miscuglio di 6 parti di acido arsenioso e 5 di azotato di soda. L'acido arsenioso passa allo stato di acido arsenico a spese dell' acido azotico, il quale disossigenato in parte, si trasforma in biossido d'azoto, mentre l'acido arsenico e la soda si combinano insieme. Si discioglie nell' acqua la massa salina che risulta da tale reazione, vi si aggiunge un leggiero eccesso di carbonato di soda, si evapora il liquido e si mette a cristallizzare.

Arseniato acido $= (NaO,2HO + AsO^5) + 2Aq$ — Corrisponde al fosfato acido di soda; forma dei grossi cristalli non efflorescenti, la forma de' quali è il prisma rettangolare.

Si prepara versando dell'acido arsenico nella soluzione del sale precedente, e concentrando il liquido.

Arseniato basico $= 3NaO,AsO^5 + 24Aq$ — È isomorfo col fosfato basico di soda, al quale somiglia moltissimo per l'apparenza. Allo stato solido non si altera in contatto dell'aria, ma in soluzione ne attira l'acido carbonico.

Si prepara come il fosfato corrispondente, trattando coll'idrato di soda l'arseniato neutro.

Arseniato d'ammoniaca $= HO,2AzH^4O + AsO^5$ — Si ottiene versando ammoniaca in una soluzione concentrata di acido arsenico, finchè si cominci a produrre un precipitato. Abbandonando il liquido all'evaporazione spontanea, il sale cristallizza in prismi rombici monoclini, molto voluminosi. Questi cristalli esposti all'aria, si effioriscono, sviluppano ammoniaca, e si trasformano in arseniato acido $= AzH^4O,2HO + AsO^5$.

Per ottenere quest' ultimo, basta aggiungere al sale precedente una

quantità di acido eguale a quella che già contiene: coll'evaporazione spontanea il sale cristallizza in ottaedri a base quadrata.

L'arseniato basico, essendo poco solubile, si può ottenere precipitando con un eccesso d'ammoniaca la soluzione concentrata d'uno de'sali precedenti.

Arseniato di barite = $(HO,2BaO+AsO^5)+3Aq$ — Si ottiene versando a goccia a goccia una soluzione d'arseniato di soda in quella di cloruro di bario. Si forma da principio un precipitato, che tosto si ridiscioglie, ma indi a poco il sale neutro si precipita in iscaglie cristalline. Questo composto è poco solubile, e lavato lungamente con acqua, si decompone in sale acido che si discioglie, ed in sale basico che resta allo stato insolubile.

Si conosce un arseniato acido = $BaO,2HO+AsO^5$, ed un sale basico = $5BaO+AsO^5$. Quest'ultimo è insolubile, e si ottiene precipitando il sale neutro coll'ammoniaca.

Arseniato di stronziana — Somiglia in tutto a quello di barite.

Arseniato di calce = $(HO,2CaO+AsO^5)+5Aq$ — In natura s'incontra questo sale cristallizzato in aghetti aggruppati insieme, e costituisce un minerale piuttosto raro, conosciuto col nome di *farmacolite*. Artificialmente si prepara come il sale di barite.

Esiste ancora un arseniato basico = $3CaO+AsO^5$, che si prepara trattando il sale precedente con ammoniaca.

L'arseniato acido = $CaO,2HO+AsO^5$ è solubile e cristallizzato.

Arseniato di magnesia — È un sale insolubile.

Arseniato d'allumina = $(2Al^2O^3+3HO)+3AsO^5$? — È insolubile nell'acqua, ma si discioglie in un eccesso d'acido, producendo un liquido incristallizzabile.

Arseniato di manganese = $HO,2MnO+AsO^5$ — Questo sale è bianco, ed insolubile nell'acqua; ma solubile in un eccesso d'acido. Saturando il liquido acido con un po' di carbonato d'ammoniaca, l'arseniato di manganese si precipita in cristalli granellosi ed inalterabili al fuoco.

Arseniato di didimio = $(5DO,HO+2AsO^5)+Aq$ — L'acido arsenico a freddo non precipita le soluzioni de' sali di didimio; ma se si riscalda il liquido misto, si forma un abbondante precipitato, che dopo di essere stato disseccato nel vuoto, ha una composizione, che secondo Marignac, è rappresentata dalla formula empirica $5DO+2AsO^5+2HO$, alla quale abbiamo sostituita la formula razionale di sopra indicata. Si può ottenere lo stesso sale per doppia decomposizione, precipitando un sale di didimio con una soluzione di arseniato neutro di potassa.

Questo sale presenta un aspetto diverso, a seconda che il liquido in cui si precipita è caldo o freddo: nel primo caso è polveroso, nel secondo è invece gelatinoso, di color rosso, e conserva una certa trasparenza anche allo stato secco. Esso è poco solubile negli acidi deboli, e fatto arroventare, perde non solo l'acqua, ma anche porzione dell'acido.

Arseniato di ferro = $HO,2FeO+AsO^5$? — Incontrasi talvolta nel regno minerale cristallizzato in ottaedri regolari, e porta il nome di *sco-*

rodite. Ottenuto artifizialmente, presentasi sotto l'aspetto di polvere bianca, che imbrunisce per l'azione dell'aria, ossidandosi.

Arseniato di nichelio $= 3NiO + AsO^5$ — Questo sale s'incontra pure nel regno minerale in forma di polvere di color verde chiaro, e contiene in tal caso 18 equivalenti d'acqua di cristallizzazione. Artificialmente si prepara, precipitando un sale di nichelio solubile per mezzo di un arseniato alcalino tribasico.

È insolubile nell'acqua, ma si discioglie in un eccesso di acido. Col riscaldamento perde l'acqua di cristallizzazione, diviene di color giacinto, ed in ultimo giallo.

Arseniato di cobalto $= 3CoO,AsO^5 + 6Aq$ — Si trova cristallizzato nel regno minerale. Ottenuto per precipitazione, forma una polvere di color rosso, insolubile nell'acqua, ma solubile negli acidi e nell'ammoniaca. La soluzione di questo sale nell'acido idroclorico è rossa; la soluzione ammoniacale è di color rosso traente all'azzurro.

Arseniato di zinco $= HO,2ZnO + AsO^5$?— È una polvere bianca insolubile nell'acqua, ma solubile negli acidi e nello stesso acido arsenico. Da quest'ultima soluzione, convenientemente evaporata, cristallizza in cubi un arseniato acido.

Arseniato di rame $= HO,2CuO + AsO^5$? — Si ottiene facilmente, precipitando la soluzione di un sale di rame con un arseniato alcalino. È una polvere verde ed insolubile.

Il regno minerale ci offre varii arseniati basici di rame, come i seguenti:

Eucroite $= 4CuO + AsO^5 + 4Aq$ — Sostanza di bel color verde.
Olivenite $= 4CuO + AsO^5$ — Sostanza di color verde sudicio.
Schiuma di rame $= 5CuO + AsO^5 + 10Aq$ — Sostanza di bel color verde, e di tessitura fogliacea o raggiata.

Arseniato di piombo $= HO,2PbO + AsO^5$? — Si ottiene per doppia decomposizione. È una polvere bianca, insolubile nell'acqua, ma solubile nell'acido azotico e nell'acido idroclorico. Riscaldata al calor bianco, si fonde in un vetro giallognolo ed opaco.

Trattando questo sale con ammoniaca, resta una polvere bianca ed insolubile $= 3PbO + AsO^5$.

Nel regno minerale s'incontra una combinazione di questo arseniato di piombo col cloruro dello stesso metallo, la quale ha per formula $PbCh + 3(3PbO + AsO^5)$, e cristallizza in prismi esagoni o in doppie piramidi a base esagona. Questo sale è isomorfo, col cloro-fosfato corrispondente, ed ha una composizione analoga.

Arseniato d'argento $= 3AgO + AsO^5$—Si precipita in polvere bruna quando si versa una soluzione di un arseniato alcalino in quella d'azotato di argento neutro. Qualunque sia la composizione dell'arseniato adoperato, il precipitato che si forma contien sempre tre equivalenti di base, come si osserva col fosfato d'argento ottenuto nelle stesse condizioni.

Arseniato d'uranile $= (HO,2U^2O^3 + AsO^5) + 8Aq$ — Si prepara in più modi. Versando dell'acido arsenico in una soluzione di acetato d'uranile, si forma un precipitato di color giallo pallido, insolubile nell'ac-

qua e nell'acido acetico, che riscaldato a 120°, perde gli 8 equivalenti d'acqua di cristallizzazione, ritenendo soltanto l'acqua basica.

Si può ancora ottenere lo stesso sale, facendo bollire con acido arsenico il nitrato d'uranile, finchè la maggior parte dell'acido nitrico siasi sviluppata: il fosfato di uranile in tal caso si deposita in polvere gialla, appena si aggiunge dell'acqua al miscuglio.

Arseniato acido $=(U^2O^3,2HO+AsO^5)+3Aq$ — Questo sale si forma tutte le volte che si evapora una soluzione di acido arsenico in contatto dell'ossido, del nitrato, o dell'acetato d'uranile, e si lascia lentamente evaporare il miscuglio sull'acido solforico. A capo di un certo tempo si rapprende in piccoli cristalli aggruppati, i quali arroventati danno luogo ad una sublimazione di acido arsenioso, lasciando per residuo un sale basico. L'acqua decompone questo arseniato, gli acidi minerali lo disciolgono, il carbonato d'ammoniaca parimente; ma è insolubile nell'acqua e nell'acido acetico. Riscaldato a 250°, perde 3 equivalenti d'acqua, ritenendo gli altri due, che vi fanno le veci di base.

Arseniato di mercurio $= HO,2HgO+AsO^5$?—È una polvere gialla solubile in un eccesso di acido.

Arseniato di sottossido $= HO,2Hg^2O+AsO^5$? —È una polvere bianca insolubile nell'acqua, ma solubile nell'acido idroclorico.

ARSENITI

Arsenito di potassa — Si ottiene questo sale saturando l'acido arsenioso coll'idrato di potassa: evaporando il liquido a consistenza di sciroppo, ed abbandonandolo a se stesso in un luogo caldo cristallizza, secondo Riegel, parte in cubottaedri, parte in prismi rombici.

Arsenito di soda — La soluzione evaporata a consistenza sciropposa, produce de'cristallini granellosi, che costituiscono il sale in esame.

Arsenito d'ammoniaca $= 2AzH^4O+AsO^3$ — Disciogliendo l'acido arsenioso in una soluzione concentratissima di ammoniaca, si ottiene un sale cristallizzato in grani, che bisogna lavare con alcole o con etere, e disseccare rapidamente fra carta sugante. La composizione del prodotto così ottenuto è rappresentata, secondo Stein, dalla formula precedente; ma in contatto dell'aria esso si decompone sollecitamente, sviluppando ammoniaca.

Arsenito di barite $= 2BaO,AsO^3+4Aq$ — Questo sale si deposita in forma di polvere bianca e fioccosa, quando si versa dell'acqua di barite in una soluzione di acido arsenioso.

Riscaldato a 100°, perde 2 equivalenti d'acqua di cristallizzazione; ad una temperatura elevata perde il resto dell'acqua, ma nel tempo stesso si sviluppano de' vapori di arsenico ridotto, ed in ultimo si ottiene per residuo un arseniato.

Arsenito di stronziana $= SrO,AsO^3+4Aq$ — Si prepara per doppia decomposizione, precipitando un sale solubile di stronziana per mezzo dell'arsenito d'ammoniaca. Se al liquido misto si aggiunge dell'alcole, il precipitato diviene più abbondante.

L'arsenito di stronziana è un precipitato bianco, fioccoso un poco solubile nell'acqua. La soluzione acquosa evaporata, lascia una polvere cristallina, che a 100° perde un equivalente d'acqua, e ad una temperatura elevata si decompone, come il sale di barite, trasformandosi in arsenico elementare ed in arseniato.

Arsenito di calce $= 2CaO,AsO^3+xAq$ — È un sale insolubile, che si può ottenere per doppia decomposizione. Per altro esso non si precipita, se la soluzione contiene de'sali ammoniacali; anzi il sale già precipitato si discioglie ne'liquidi che contengono del cloruro d'ammonio, ovvero del solfato o dell' azotato d' ammoniaca. Questo sale è solubile ancora negli acidi.

Se si versa dell' acqua di calce in una soluzione di acido arsenioso, si forma un precipitato, che probabilmente è un miscuglio di due sali. Trattando il precipitato con una soluzione di acido arsenioso, rimane un sale insolubile, che secondo Stein, ha per formula $3CaO,2AsO^3+3Aq$. Questo sale perde un equivalente d' acqua a 100°, e ad un' alta temperatura si decompone, come gli arseniti di barite e di stronziana.

Arsenito di magnesia $= 3MgO+AsO^3$ — Per preparare questo sale, si fa una soluzione mista di cloruro d'ammonio e di solfato di magnesia, in tal proporzione che l'ammoniaca non vi produca nessun precipitato; ma evitando dall' altra parte d' impiegare un grande eccesso di cloruro d' ammonio, che avrebbe l' inconveniente di ritenere in soluzione una gran quantità di arsenito di magnesia. Ciò eseguito, si precipita tale soluzione coll'arsenito d'ammoniaca, e quindi coll' ammoniaca, che aumenta la quantità dell' arsenito di magnesia precipitato. Questo sale è bianco, insolubile nell' acqua; ma solubile nelle soluzioni di cloruro d'ammonio.

Arsenito di manganese $= 3MnO,2AsO^3+5Aq$ — Si ottiene precipitando la soluzione di un sale di manganese con arsenito d'ammoniaca. È una polvere insolubile di color roseo, che all' aria diviene prima bruna e poi nera. A 100° perde un equivalente d'acqua; ad una temperatura superiore sviluppa vapori di acido arsenioso, e lascia un residuo, che è un miscuglio di arseniato ed arseniuro di manganese.

Arsenito di ferro $= 2FeO+AsO^3$ — Precipitando con arsenito di ammoniaca la soluzione d'un sale di protossido di ferro, si ottiene l'arsenito di ferro in polvere bianca solubile nell'ammoniaca.

Arsenito di sesquiossido $= 2Fe^2O^3,AsO^3+7Aq$ — Si ottiene per doppia decomposizione, precipitando il sesquicloruro di ferro per mezzo di un arsenito solubile. Trattando direttamente l' acido arsenioso coll' idrato di ferro, si forma lo stesso sale, che non è punto velenoso. Di qui l'uso dell'idrato di ferro come antidoto negli avvelenamenti cagionati dall'ingestione dell'acido arsenioso. L'idrato di ferro che si destina a quest'uso, dev' essere conservato allo stato umido, perchè una volta prosciugato, perde quasi del tutto la sua efficacia. È mestieri inoltre che non contenga la più piccola traccia di protossido di ferro, il quale si combina di preferenza coll'acido arsenioso, e dà origine ad un doppio arsenito, che ha per base il protossido ed il sesquiossido al tempo stesso. Quest'ulti-

mo sale, non essendo interamente insolubile, agisce per conseguenza come veleno.

L'arsenito di sesquiossido di ferro è un precipitato di color di ruggine, che si decompone coll'azione del calore, e si discioglie non solo negli acidi, ma anche nelle soluzioni di soda, di potassa e di ammoniaca.

Arsenito di nichelio $= 2NiO + AsO^3$ — È una polvere di color verde chiaro, ed insolubile nell'acqua. Colla calcinazione diventa prima nera, poi sviluppa vapori di acido arsenioso decomponendosi, e lascia in ultimo un arsenito con eccesso di base.

Arsenito di cobalto$=2CoO+AsO^3$ —È una polvere di color roseo, la quale, quando viene arroventata si decompone, ed una parte dell'acido arsenioso si sublima. Si discioglie nell'acido azotico sviluppando biossido d'azoto, e trasformandosi in arseniato. L'ammonica discioglie questo sale colorandosi in rosso, e la potassa lo decompone.

Arsenito di rame $= 2CuO+AsO^3$ — Si prepara in grande un composto di ossido di rame ed acido arsenioso, del quale si fa gran consumo in pittura, e si chiama *verde di Scheele,* dal nome dello scopritore. Per ottenerlo si prescrive il metodo seguente:

Si disciolgono due libbre di solfato di rame puro, e scevro di ferro nell'acqua precedentemente riscaldata in una caldaia di rame; in un'altra caldaia si disciolgono nell'acqua due libbre di carbonato di potassa, e undici once di acido arsenioso. Quando tutto è disciolto, si filtra questa soluzione, e si versa a poco per volta in quella ancora calda di solfato di rame, agitando senza interruzione il miscuglio con una spatola di legno. Riposato il tutto per alcune ore, si raccoglie il precipitato, si pone a sgocciolare sopra una tela, ed in ultimo si prosciuga a dolce calore. Avendo fatto uso delle proporzioni indicate, si ottiene una libbra e sei once e mezzo di verde di Scheele di buona qualità. Alvaro Reynoso ha osservato che questo sale si discioglie facilmente nelle soluzioni alcaline formando un liquido azzurro, che alla lunga si scinde in sottossido, che si precipita, ed in acido arsenico, che resta combinato coll'alcali.

Facendo digerire il carbonato di rame con acqua ed acido arsenioso, si ottiene un arsenito acido, che resta disciolto nel liquido. La soluzione non è precipitata nè dagli acidi nè dagli alcali, e dopo l'evaporazione lascia un sale di color verde gialliccio.

Arsenito di piombo $= PbO+AsO^3$— Precipitando con arsenito d'ammoniaca l'acetato di piombo neutro, si ottiene l'arsenito di piombo in forma di polvere bianca, che contiene dell'acqua combinata, e sottomessa all'azione del fuoco, si fonde in un vetro giallognolo.

Adoperando l'acetato di piombo basico, si forma un precipitato che ha gli stessi caratteri del precedente; ma contiene il doppio di base, ed ha per formula $2PbO+AsO^3$.

Arsenito d'argento $= 2AgO+AsO^3$ — Versando la soluzione di un arsenito alcalino in quella di azotato d'argento neutro, si forma un precipitato rossastro, che è il sale in esame. Questa reazione serve nelle ricerche medico-legali a distinguere l'arsenico dall'antimonio.

L'arsenito d'argento giusta le osservazioni di Alvaro Reynoso, si di-

scioglie nelle soluzioni di potassa e di soda caustiche, formando un liquido scolorito, che lasciato a se stesso si decompone lentamente, trasformandosi in argento, che si precipita allo stato metallico, ed in acido arsenico, che resta combinato coll'alcali. La soluzione dell'arsenito d'argento ne'liquidi alcalini non viene precipitata dal cloruro di sodio, anzi si osserva che lo stesso cloruro d'argento si discioglie senza decomporsi ne' liquidi alcalini, quando vi è disciolto dell'acido arsenioso.

Arsenito di mercurio $= 2HgO + AsO^3$ — Si presenta sotto l'aspetto di polvere bianca ed insolubile, che l' arsenito di potassa discioglie, colorandosi in bruno.

Arsenito di sottossido $= 2Hg^2O + AsO^3$ — È una sostanza bianca, insolubile nell'acqua, ma solubile nell'acido idroclorico, la quale si ottiene per doppia decomposizione.

ANTIMONIATI E METANTIMONIATI

L'acido antimonico esiste, come altrove si è detto, in due modificazioni, le quali differiscono per varii caratteri, e soprattutto per la capacità di saturazione. L'una costituisce l'*acido antimonico*, che forma dei sali neutri combinandosi con un equivalente di base; l'altra l'*acido metantimonico,* che ne satura due.

Quanto alle proprietà che distinguono gli antimoniati dai metantimoniati, si possono citare le seguenti: i metantimoniati di potassa di soda e di ammoniaca sono cristallini, mentre gli antimoniati corrispondenti sono gelatinosi ed incristallizzabili. Inoltre i metantimoniati solubili danno coi sali di soda un precipitato quasi insolubile, mentre nulla di analogo si osserva cogli antimoniati.

Antimoniato di potassa $= KO,SbO^5 + 5Aq$ — Si prepara calcinando in un crogiuolo d'argilla 1 parte d'antimonio con 4 di nitro. Il prodotto lavato con acqua, cede i sali solubili, e lascia un residuo bianco. Questo residuo è un antimoniato di potassa anidro, il quale fatto bollire nell'acqua per un paio d'ore, si discioglie per la maggior parte in questo liquido, trasformandosi in un sale solubile, che ha la composizione sovraindicata. Il corpo insolubile che resiste all'azione dell'acqua bollente è un sale acido, che si forma in quantità variabile, a seconda del grado e della durata del riscaldamento. In generale quanto più fortemente e più lungamente si calcina il miscuglio, tanto più abbondante è la porzione che si discioglie, e tanto minore è il residuo insolubile nell'acqua.

Questo sale è bianco, di sapore metallico e disgustoso; la sua reazione è alcalina. Quando si mette in contatto dell'acqua, si trasforma da principio in una massa molle e viscosa, che si discioglie a poco a poco. Il liquido evaporato, lascia l'antimoniato di potassa in forma di residuo gommoso, che non presenta il più leggiero indizio di cristallizzazione. L'antimoniato di potassa viene precipitato dalla sua soluzione acquosa sotto forma di massa bianca e gelatinosa da parecchi sali alcalini, e soprattutto da quelli d'ammoniaca.

Questo sale riscaldato alla temperatura di 160°, perde due equivalenti d'acqua, e si trasforma in un prodotto del tutto insolubile nell'acqua fredda, il quale ha per formula KO,SbO^5+3Aq. Ad un grado di calore più forte diventa anidro.

Biantimoniato $= KO+2SbO^5$ — Si ottiene facendo passare una corrente di acido carbonico in una soluzione di antimoniato neutro. È bianco, cristallino, del tutto insolubile nell' acqua, solubile in una soluzione calda di antimoniato neutro, da cui si precipita col raffreddamento in forma di polvere bianca e cristallina.

Metantimoniato di potassa $= 2KO+SbO^5$ — Si ottiene secondo Fremy, calcinando l'acido antimonico o l'antimoniato neutro col triplo d' idrato di potassa in un crogiuolo d' argento, fino a che il prodotto della calcinazione, messo in contatto dell'acqua, vi si disciolga senza lasciar residuo. Evaporando la soluzione nel vuoto sull'acido solforico, il sale cristallizza in masse mammellonari deliquescenti. In tale stato contiene dell'acqua di cristallizzazione, che non si è potuto determinare quantitativamente, per la grande facilità con cui il sale attrae l'umidità atmosferica.

Il metantimoniato di potassa trattato con acqua bollente, si decompone: evaporando il liquido, si ottiene l'antimoniato neutro allo stato gommoso, e resta in soluzione l'eccesso dell' alcali. L'acqua fredda lo decompone egualmente in potassa, che resta disciolta, ed in un sale granelloso e poco solubile, che costituisce il composto seguente.

Bimetantimoniato $= (KO,HO+SbO^5)+6Aq$ — È bianco, granelloso, non deliquescente, e messo in contatto dell'acqua fredda, vi si discioglie con lentezza: la soluzione si conserva per molto tempo senza alterarsi, ma dopo qualche mese si trasforma in antimoniato neutro. Essa non viene precipitata da una soluzione debole di cloruro d'ammonio, carattere che distingue questo sale dall'antimoniato neutro e gommoso precedentemente descritto. Il sale cristallizzato perde col riscaldamento l'acqua di cristallizzazione che racchiude; ma ritiene l'acqua basica, anche alla temperatura di 200°. La formula del sale così disseccato è $KO,HO+SbO^5$.

Questo sale è stato proposto da Fremy come reagente per iscoprire la presenza de'sali di soda. Difatto versato ne' liquidi che ne contengono, produce un precipitato bianco e cristallino di bimetantimoniato di soda. Se la soluzione è molto diluita, non si forma precipitato immediatamente; ma a poco a poco l'interna superficie del vase si copre di cristallini microscopici, che sono de'prismi a base quadrata. Nella soluzione concentrata d'un sale di soda l'antimoniato si precipita immediamente in fiocchi, che a poco a poco si convertono in cristalli. Secondo Wackenroder, si può con questo mezzó scoprire la presenza della soda in un liquido che non ne contiene più di un millesimo del suo peso; ma in tal caso la reazione non è manifesta che dopo dodici ore circa.

Antimoniati di soda — Si potrebbero probabilmente ottenere collo stesso metodo con cui si preparano i sali corrispondenti di potassa, ma non sono stati ancora esaminati.

Bimetantimoniato di soda $= (NaO,HO+SbO^5)+6Aq$ — Si ottiene

facilmente versando il bimetantimoniato di potassa nella soluzione d'un sale di soda. Questo composto è pochissimo solubile nell'acqua calda, e sensibilmente insolubile nell'acqua fredda. Col riscaldamento perde l'acqua di cristallizzazione, e nel tempo stesso diviene del tutto insolubile.

Il metantimoniato neutro è poco conosciuto.

Bimetantimoniato d'ammoniaca $= AzH^4O,HO+SbO^5+5Aq$ — Trattando con ammoniaca l'acido metantimonico ottenuto decomponendo il percloruro d'antimonio per mezzo dell'acqua, una porzione dell'acido si discioglie, e precipitando la soluzione con alcole, si ottiene il bimetantimoniato d'ammoniaca allo stato cristallino. Questo sale lasciato a se stesso per qualche tempo, subisce un cambiamento notevolissimo, anche in vasi ermeticamente chiusi. Il prodotto in cui si trasforma è una polvere amorfa del tutto insolubile nell'acqua, e l'acido metantimonico che contiene si converte in acido antimonico. L'antimoniato prodotto, rimanendo in contatto dell'aria, lascia sviluppare 3 eq. d'acqua, e si converte in un sale che ha per formula AzH^4O,SbO^5+3Aq.

Gli altri sali di questo genere sono insolubili, e si possono ottenere per doppia decomposizione. Ci asterremo dal descriverli, essendo pochissimo conosciuti.

ANTIMONITI

Antimonito di potassa $= KO+SbO^3$ — Versando una soluzione d'idrato di potassa sull'acido antimonioso di fresco precipitato, porzione di quest'ultimo si discioglie nel liquido alcalino; il rimanente perde in poco tempo la sua forma voluminosa, e si converte in una polvere fine, grigiastra, cristallina e poco solubile. Trattato con acqua bollente, si discioglie in parte, e col raffreddamento del liquido cristallizza. Lavato con acqua per molto tempo, si decompone.

Antimonito di soda — Si prepara come il sale di potassa, al quale somiglia per tutti i caratteri.

Antimonito d'ammoniaca — Somiglia in tutto ai precedenti.

Gli altri sali di questo genere non sono stati ancora esaminati.

CARBONATI

Carbonato di potassa $= KO,CO^2+2Aq$ — (Sottocarbonato di potassa, sal di tartaro, alcali vegetale ec.) Questo sale si prepara in varii modi, a seconda del grado di purezza a cui si vuole ottenere. Ne' laboratorii si preferisce il metodo seguente: Fatto un miscuglio di cremor di tartaro e nitro purificato, si getta a piccole porzioni per volta in un crogiuolo di ferro arroventato: l'ossigeno dell'acido azotico brucia, tanto l'idrogeno quanto il carbonio dell'acido tartarico contenuto nel cremor di tartaro, per cui si forma acqua, ed acido carbonico che resta combinato colla potassa. Se il nitro è in eccesso, tutto il carbonio dell'acido organico resta bruciato e convertito in acido carbonico; il prodotto è bianco, e porta il nome di *flusso bianco*, ma contiene un poco d'azotito

di potassa. Se per l'opposto predomina il cremor di tartaro, si ottiene una massa carbonosa, che si chiama *flusso nero*, la quale è un miscuglio di carbonato di potassa e di carbone. Trattando il flusso nero con acqua calda, il carbonato alcalino si discioglie, e filtrando il liquido, si può agevolmente separare dal carbone, che resta sul filtro. Per ottenere il sale allo stato solido, basta evaporare a secco tale soluzione. Il carbonato di potassa così ottenuto contiene della calce, e spesse volte del solfato di potassa e della silice.

Per ottenere il carbonato di potassa purissimo, Berzelius raccomanda di calcinare il bicarbonato in un crogiuolo di platino ad una temperatura inferiore a quella del calor rosso: con questo trattamento metà dell'acido carbonico del sale si sviluppa, lasciando per residuo un carbonato neutro, e se vi era della silice, questa coll' azione del calore si converte nella modificazione insolubile; sicchè disciogliendo nell'acqua il prodotto della calcinazione, ed evaporando il liquido a secco, dopo di averlo filtrato, si ottiene per residuo il carbonato di potassa puro.

Questo sale ha sapore e reazioni alcaline; è insolubile nell'alcole, ma solubilissimo nell'acqua, e deliquescente in modo, che lasciato per qualche tempo in contatto dell'aria atmosferica, si trasforma in un liquido di consistenza oleosa, conosciuto comunemente col nome di *olio di tartaro*. Non cristallizza che con immensa difficoltà, e riscaldato ad un'alta temperatura, si fonde senza decomporsi; ma se mentre è arroventato, vi si fa passare una corrente di vapore acquoso, esso perde dell'acido carbonico, secondo Rose, e si forma una quantità corrispondente d'idrato di potassa, anche prima che la temperatura giunga al limite della fusione del sale. Secondo Muspratt, i cristalli di questo sale sono isomorfi con quelli del solfito neutro di potassa.

Il carbonato di potassa forma la base principale della potassa del commercio, la quale inoltre contiene del solfato di potassa, del cloruro di potassio e de'sali terrosi. Fa parte ancora della cenere di tutte le piante che vegetano lontane dal mare, e si ottiene come prodotto della decomposizione ignea di tutti i sali di potassa che contengono un acido organico. Il carbonato di potassa che si trova nella cenere deriva dalla decomposizione dell'acetato, del tartarato, dell'ossalato e di altri sali a base di potassa esistenti in quasi tutti i vegetabili terrestri.

Bicarbonato $= KO,2CO^2 + Aq$ — Si ottiene esponendo all'azione dell'acido carbonico una soluzione concentrata di carbonato neutro di potassa. Ne'paesi vulcanici, come p. e. ne'dintorni di Napoli, ove sono delle cave in cui l'acido carbonico sviluppasi naturalmente, la preparazione de' bicarbonati alcalini è ad un tempo facile ed economica.

Questo sale si presenta per l'ordinario in grossi cristalli, solubili in 4 parti d'acqua fredda, e quasi del tutto insolubili nell'alcole. Il suo sapore è alcalino, e reagisce debolmente alla maniera degli alcali, proprietà comune a tutti i carbonati a qualunque grado di saturazione. Col riscaldamento si decompone, sviluppando acido carbonico. Tale decomposizione ha luogo non solamente quando si calcina il sale secco ad una temperatura vicina a quella del calor rosso; ma ancora quando si fa

bollire la sua soluzione. In quest' ultimo caso peraltro si sviluppa un quarto soltanto dell'acido carbonico totale, ed il bicarbonato si trasforma in sesquicarbonato.

Sesquicarbonato $= 2KO + 3CO^2$ — Facendo bollire una soluzione di bicarbonato, finchè cessi di svilupparsi acido carbonico, e concentrando la soluzione, il sesquicarbonato cristallizza. Si può ancora ottenere questo sale, disciogliendo nello stesso liquido un equivalente di carbonato ed uno di bicarbonato di potassa. I cristalli si umettano all'aria, sono solubilissimi nell'acqua, ma affatto insolubili nell'alcole.

Carbonato di soda $= NaO,CO^2 + 10Aq$ — Ha sapore alcalino, leggermente caustico, ed è solubilissimo nell'acqua. Esposto all'aria, si effiorisce, come la più parte de'sali di soda, e cristallizza in grossi prismi rombici. Riscaldato perde prima l'acqua di cristallizzazione; poi diventato anidro, e riscaldato al calor rosso intenso, si fonde, ma non si decompone. Secondo Rose, riscaldando il sale ad una temperatura in cui non sia fuso, ma semplicemente agglomerato, e facendovi passare in tale stato de'gas umidi o secchi, si sviluppa un poco d'acido carbonico e, ciò che è più straordinario, lo stesso fenomeno ha luogo anche quando si fa semplicemente bollire la sua soluzione acquosa.

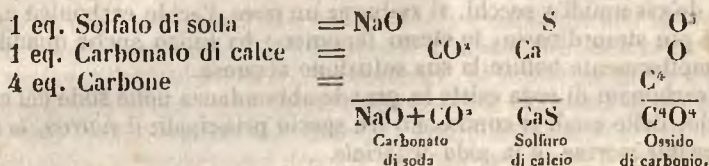
Il carbonato di soda esiste in grande abbondanza nelle sode del commercio, delle quali si conoscono tre specie principali: il *natron*, la *soda delle piante marine*, e la *soda artificiale*.

Il natron viene soprattutto dall'Egitto, ove trovasi alla superficie del suolo in forma di fioriture o di croste saline, ed è prodotto dalla evaporazione spontanea delle acque di alcuni laghi. Tale sostanza è un miscuglio di carbonato di soda, solfato di soda e cloruro di sodio. Pare che il carbonato di soda derivi dalla decomposizione che prova il cloruro di sodio in contatto del carbonato di calce; mentre risulta dalle sperienze di Scheele, che questi due corpi si decompongono reciprocamente, producendo cloruro di calcio e carbonato di soda.

La più parte delle piante che vegetano in prossimità del mare, dopo la loro combustione lasciano certa cenere, che contiene molto carbonato di soda. Questo carbonato nasce dalla decomposizione de'sali degli acidi organici contenuti in quelle piante, e soprattutto dell' ossalato di soda. Ne'paesi ove si fabbrica la soda, si raccolgono le piante marine, si disseccano e poscia si bruciano all' aria libera. Il residuo di tal combustione è una massa salina, compatta e semifusa, che si riduce in pezzi, e si spedisce in commercio. In tale stato contiene quantità variabili di carbonato e di solfato di soda, di solfuro di sodio, di sal comune, di carbonato di calce, di silice, d'allumina, d'ossido di ferro e di carbone. Le sode più stimate sono quelle che racchiudono maggior quantità di carbonato di soda; da ciò la preferenza che si accorda a quelle di Spagna, conosciute in commercio co'nomi di *soda di Alicante, di Malaga, di Cartagena.* Queste specie contengono da 25 a 40 per 100 di carbonato di soda effettivo.

La quantità di soda che si consuma oggidì nelle arti, e soprattutto nelle vetriere e nelle fabbriche di sapone, essendo di gran lunga maggiore di quella che si può ottenere colla combustione delle piante mari-

ne, si è cercato di supplire a tale mancanza, fabbricando artificialmente il carbonato di soda per mezzo della decomposizione del sal marino. Il prodotto di tale operazione porta il nome di *soda artificiale*, e si ottiene nel modo seguente: Si comincia dal preparare il solfato di soda, facendo agire l'acido solforico del commercio sul sal comune, d'onde risultano solfato di soda e acido idroclorico. Si fa un miscuglio di 180 parti di questo solfato di soda secco, di 180 di creta, ossia carbonato di calce in polvere fine, e di 110 di polvere di carbone; s'introduce in un fornello a riverbero di figura ellittica, ed ivi si riscalda a rosso; ogni quarto d'ora circa si rimesta la mescolanza, e quando comincia a divenir pastosa, si toglie dal fuoco, si lascia indurire, e si manda in commercio. La soda artificiale contiene ordinariamente da 32 a 33 per 100 di carbonato di soda: il rimanente è formato di sal marino, di solfuro di calcio, di calce e di carbone. La formazione di queste sostanze si spiega senza difficoltà:

1 eq. Solfato di soda	=	NaO	S	O^3
1 eq. Carbonato di calce	=	CO^2	Ca	O
4 eq. Carbone	=			C^4
		$NaO+CO^2$	CaS	C^4O^4
		Carbonato di soda	Solfuro di calcio	Ossido di carbonio.

Il carbonato di soda puro si ricava dalla soda greggia del commercio, liscivandola con acqua calda, e concentrando la soluzione filtrata, finchè dia de'cristalli, che si separano e si pongono a sgocciolare; dopo di che si purificano con ripetute cristallizzazioni.

Bicarbonato $= NaO,2CO^2+Aq$ — Ha sapore debolmente alcalino, e ripristina il colore della laccamuffa arrossato dagli acidi. Si scioglie in 13 parti d'acqua fredda: l'acqua bollente lo decompone in acido carbonico ed in sesquicarbonato.

Si prepara come il bicarbonato di potassa, soprassaturando di acido carbonico una concentrata soluzione di carbonato di soda.

Sesquicarbonato $= 2NaO,3CO^2+4Aq$ — Ha tutti i caratteri del bicarbonato, meno quello di venir decomposto dall'acqua bollente. Si prepara facendo bollire una soluzione di bicarbonato di soda, e concentrando convenientemente il liquido.

Carbonato di litina $= LO+CO^2$ — Questo sale si prepara ordinariamente precipitando con un eccesso di carbonato d'ammoniaca una soluzione concentrata di cloruro di litio: il precipitato raccolto sopra un filtro e lavato con alcole, costituisce il carbonato di litina puro.

Questo sale è pochissimo solubile nell'acqua; ma si discioglie più facilmente in una soluzione di acido carbonico, d'onde si precipita allo stato di carbonato neutro. Riscaldato solo al calor rosso scuro, si fonde, e col raffreddamento si solidifica, senza decomporsi, in una specie di smalto bianco; ma se si fa arroventare in una corrente gassosa, svilup-

pa, secondo Rose, una gran quantità di acido carbonico, tanto se i gas sono umidi, quanto se sono secchi.

CARBONATO DI BARITE $= BaO + CO^2$ — Si presenta sotto forma di polvere bianca pesante, che richiede 4300 parti di acqua fredda per disciogliersi: è molto più solubile nell'acqua satura di acido carbonico. Il carbonato di barite si trova in natura cristallizzato, ed è conosciuto in mineralogia col nome di *witherite.*

Il mezzo più semplice per procurarsi questo sale è quello di decomporre col carbonato d'ammoniaca in eccesso il cloruro di bario. Si raccoglie il precipitato, si lava con acqua e si prosciuga.

CARBONATO DI STRONZIANA $= SrO + CO^2$ — È somigliantissimo al carbonato di barite, e si prepara collo stesso metodo.

CARBONATO DI CALCE $= CaO + CO^2$ — Di tutti i sali nativi questo è senza dubbio il più abbondante, talchè fa parte di tutti i terreni, cominciando dai più antichi fino ai più moderni. I marmi, la creta, le marne la pietra da calce ec., non sono che carbonato di calce puro, o mescolato a quantità variabili di corpi estranei. Spessissimo si trova cristallizzato, e prende una moltitudine di forme secondarie, le quali non derivano tutte dallo stesso tipo cristallino. Il più delle volte trovasi cristallizzato in romboedri ed in altre forme del sistema esagonale, ed in tal caso prende il nome di *spato calcare.* Talvolta invece cristallizza in forma del sistema rettangolare, e costituisce un'altra modificazione conosciuta col nome di *arragonite.* Questo sale è per conseguenza un corpo dimorfo, e le due modificazioni sotto cui si presenta differiscono non solo per la forma cristallina, ma eziandio per la durezza e per il peso specifico. Difatto lo spato calcare ha una densità di 2,65, mentre quella dell'arragonite è di 2,72.

Il carbonato di calce è insolubile nell'acqua pura, ma solubile nell'acqua che tien disciolto dell'acido carbonico. L'acqua satura di questo gas, alla temperatura di 0° discioglie 0,0007 del suo peso di carbonato di calce, e 0,00088 a $+10°$, secondo Lassaigne. Esposto all'azione di un'alta temperatura, perde l'acido carbonico, e si converte in calce caustica. Si è già detto in altra occasione che s'impiega appunto questo mezzo per ottenere tutta la calce che si consuma per le diverse costruzioni.

Artificialmente si può ottenere questo sale, come si è detto per quelli di barite e di stronziana, precipitando con carbonato d'ammoniaca la soluzione d'un sale di calce qualunque. Se il sale di calce contiene della magnesia, come avviene quasi sempre, si precipita del carbonato di calce magnesifero. Ond'è che per ottenere un prodotto puro, bisogna disciogliere del marmo bianco nell'acido idroclorico, e far bollire la soluzione di cloruro di calcio così ottenuta con un po' d'idrato di calce. La calce libera in tale operazione precipita la magnesia contenuta nel liquido, e si ottiene una soluzione di cloruro di calcio scevro di cloruro di magnesio. Versando nel liquido una soluzione di carbonato d'ammoniaca in eccesso, si forma un precipitato bianco di carbonato calcare, il quale, anche dopo di essere stato lavato per lungo tempo con acqua

distillata, ritiene imprigionata una certa quantità di acqua madre. Difatto disciogliendolo nell'acido azotico puro, e saggiando la soluzione con qualche goccia di azotato d'argento, si forma un precipitato di cloruro d'argento. Bisogna adunque disciogliere nell'acido azotico il primo precipitato, decomporre nuovamente il liquido con una soluzione di carbonato d'ammoniaca, e reiterare, occorrendo, lo stesso trattamento finchè una piccola porzione del sale, disciolto nell'acido nitrico, produce una soluzione, che resta del tutto trasparente in contatto del nitrato d'argento.

Rose osservando al microscopio il carbonato di calce precipitato in un liquido freddo, lo trovò formato di cristallini romboedrici simili a quelli dello spato calcare, mentre ripetendo la stessa osservazione sul precipitato ottenuto da un liquido bollente, vi trovò dei cristallini di arragonite. Mitscherlich d'altronde trovò, che riscaldando l'arragonite ad una temperatura alquanto elevata, ma insufficiente a decomporla, il minerale si gonfia dividendosi in minutissime particelle cristalline di forma romboedrica. Queste sperienze provano chiaramente che l'arragonite non si può formare, nè a temperature inferiori a 100°, nè maggiori di quelle che si avvicinano al calore dell'arroventamento, perchè tanto nell'uno quanto nell'altro caso il carbonato di calce prende la forma propria dello spato calcare.

Carbonato di magnesia $= MgO+CO^2$ — Questo sale allo stato puro costituisce un minerale rarissimo, chiamato *magnesite*, che cristallizza in romboedri isomorfi con quelli del carbonato di calce. In combinazione col carbonato di calce forma la *dolomite*, sostanza comunissima nel regno minerale. Del resto il carbonato di calce e quello di magnesia sono isomorfi, e però si mescolano insieme in tutte le proporzioni immaginabili. Se si lascia esposta all'aria una soluzione di carbonato di magnesia nell'acqua satura di acido carbonico, il sale si precipita a poco a poco in polvere cristallina, che ha per formula MgO,CO^2+3Aq. Lo stesso prodotto si ottiene, secondo Deville, mescolando due soluzioni sature l'una di nitrato di magnesia o di cloruro di magnesio, l'altra di bicarbonato di soda. Sulle prime non si forma nessun precipitato, e non si sviluppa acido carbonico, ma dopo pochi giorni si sviluppano delle bollicine gassose, e nel tempo stesso si precipita il carbonato di magnesia idrato in aghi setosi riuniti in ciocchette cristalline, i quali osservati al microscopio sembrano de' prismi a 4 facce. Questi cristalli non si decompongono nell'acqua bollente.

Precipitando con carbonato di soda una soluzione di solfato di magnesia, si forma un precipitato bianco e leggiero, conosciuto nelle farmacie col nome di *magnesia alba*. Tale composto contiene acido carbonico, ossido di magnesio ed acqua, e si può considerare come un doppio sale risultante dalla combinazione del carbonato coll'idrato di magnesia. La sua formula è $MgO,HO+2(MgO,CO^2+Aq)$, secondo Mitscherlich.

Senarmont è riuscito ad ottenere il carbonato di magnesia anidro cristallizzato in piccoli romboedri microscopici, come la magnesite natu-

rale, sia mescolando delle soluzioni di carbonato di soda e di solfato di magnesia ad una temperatura di 160° in tubi di vetro ermeticamente chiusi, sia riscaldando a 150° circa una soluzione di carbonato di magnesia nell' acqua satura di acido carbonico, in bottiglie di grès mal chiuse, in cui il gas non poteva svilupparsi che lentissimamente, e sotto una forte pressione.

Lo stesso Chimico ha osservato che versando in una soluzione di carbonato di magnesia nell' acido carbonico del cloruro di calcio in quantità per lo meno equivalente a quella del carbonato di magnesia disciolto, immediatamente non si forma nessun precipitato; ma a misura che l' acido carbonico si sviluppa, il liquido s' intorbida. Il precipitato per altro ha una composizione diversa, a seconda della temperatura a cui la precipitazione ha luogo. Se la soluzione mista viene lasciata all' aria libera, il precipitato che si forma è intieramente composto di carbonato di calce, senza traccia di magnesia, e lo stesso si osserva a tutte le temperature inferiori a 100°. Se invece si riscalda la soluzione a 150° in una boccia di grès chiusa con tappo formato di sostanza porosa, sicchè il gas non possa svilupparsi che lentamente e sotto una forte pressione, si precipita del carbonato di magnesia, che contiene appena qualche traccia di carbonato di calce. Senarmont pensa con ragione, che se si facesse l'esperienza a temperature comprese fra 100° e 150°, si dovrebbe precipitare una combinazione de' due carbonati, cioè la dolomite.

Il carbonato di magnesia, combinandosi coi carbonati di potassa, di soda e di ammoniaca, forma altrettanti sali doppi solubili nell'acqua, e capaci di cristallizzare.

Carbonato di allumina $= 2Al^2O^3,2CO^2 + 16Aq$ — Si era ammesso fino a questi ultimi tempi che l' allumina non potesse combinarsi coll' acido carbonico, e difatti quando si versa un carbonato alcalino nella soluzione di un sale di allumina, si manifesta una viva effervescenza dovuta all' acido carbonico che si sviluppa. Ciò non ostante Bley ha dimostrato che il precipitato così ottenuto è formato di allumina, acqua ed acido carbonico in proporzioni variabili.

Muspratt e Danson sono riusciti ad ottenere un composto definito della formula preindicata, precipitando una soluzione d' allume con carbonato d' ammoniaca, lavando lungamente con acqua distillata il precipitato ottenuto, e disseccandolo nel vuoto della macchina pneumatica. Il carbonato d' allumina preparato con questo metodo costituisce una polvere bianca e leggiera, come la neve.

Carbonato di manganese $= MnO,CO^2 + Aq$ — Questo sale si trova spesso nel regno minerale combinato coi carbonati di calce e di ferro, coi quali è isomorfo. Il ferro che si estrae dal *ferro spatico* contiene sempre del manganese, che lo rende più duro, e per conseguenza preferibile per la fabbricazione dell' acciaio.

Il carbonato di manganese si ottiene facilmente, precipitando un sale di manganese per mezzo d' un carbonato alcalino. Se la precipitazione ha luogo ad una temperatura di 150° o 160°, impiegando il metodo di Senarmont, che abbiamo descritto parlando del carbonato di magnesia,

si ottiene un prodotto anidro della formula $MnO+CO^2$ in polvere rosea e cristallina, come il composto naturale.

Il carbonato di manganese è bianco, insolubile nell'acqua pura; ma solubile in quella che tiene dell'acido carbonico in soluzione. Riscaldato in un'atmosfera di gas idrogeno, si decompone lasciando il protossido di manganese per residuo. Se si riscalda in contatto dell'aria, si trasforma in sesquiossido, o in ossido rosso di manganese, a seconda della temperatura che s' impiega.

Carbonato di didimio $= DO,CO^2+2Aq$—Si ottiene facilmente, precipitando le soluzioni de'sali di didimio con un carbonato o con un bicarbonato alcalino. Il carbonato di didimio che si precipita, è voluminoso, di color bianco traente al roseo e del tutto insolubile nella soluzione del carbonato. Riscaldato a 100°, perde i $\frac{1}{4}$ dell'acqua che contiene, cioè 1 equivalente e mezzo; ma nel tempo stesso si sviluppa qualche traccia di acido carbonico.

Carbonato d'uranio — Preparato per doppia decomposizione, si risolve nell' atto stesso che si precipita in acido carbonico che si sviluppa, ed in ossido d' uranio o in un sale basico che si precipita.

Carbonato di ferro $= FeO,CO^2+Aq$ — Si ottiene precipitando con un carbonato alcalino la soluzione di un sale di protossido di ferro. È una polvere leggiera di color bianco verdastro, che in contatto dell'aria si decompone rapidamente, soprattutto allo stato umido, trasformandosi in sesquiossido di ferro idrato.

Facendo agire una soluzione d' acido carbonico sul ferro metallico fuori del contatto dell' aria, si forma del carbonato di ferro, che si discioglie nell'acido libero, e si sviluppa gas idrogeno. Se si scaccia l'acido carbonico dalla soluzione, escludendo l'aria atmosferica dall' apparecchio in cui si fa l' esperienza, il carbonato di ferro si precipita in polvere bianca. Se invece si lascia il liquido esposto all' aria libera, il carbonato si decompone, trasformandosi in sesquiossido di ferro idrato, che si precipita.

Nel regno inorganico il carbonato di ferro si trova, ora amorfo ora cristallizzato, come si è già detto parlando de' minerali che s'impiegano per la fabbricazione del ferro (v. pag.348). La specie cristallizzata si presenta per l'ordinario in romboedri isomorfi con quelli de'carbonati di calce, di magnesia, di manganese ec, coi quali trovasi spesso associata, e costituisce il *ferro spatico* de'Mineralogi. Dufrènoy ha fatto conoscere un' altra varietà di carbonato di ferro cristallizzato, trovato la prima volta nella miniera di piombo di Poullaouen, la cui forma cristallina deriva da un prisma rettangolare isomorfo con quello dell'arragonite, e questo minerale ha ricevuto il nome *junckerite*. Per conseguenza il carbonato di ferro è un sale *isodimorfo* col carbonato di calce.

Senarmont è riuscito a preparare artificialmente del carbonato di ferro in piccoli romboedri microscopici analoghi al ferro spatico, facendo digerire del carbonato di calce in contatto del protocloruro di ferro ad una temperatura compresa fra 135° e 180°, o precipitando a 130° una soluzione di protosolfato o di protocloruro di ferro per mezzo del bicar-

bonato di soda. Il prodotto è anidro ed ha per formula $FeO+CO^2$, come il composto naturale.

Il carbonato di ferro riscaldato fuori del contatto dell'aria, si decompone; ma l'acido carbonico viene parzialmente ridotto dal protossido di ferro, sicchè si ottiene un miscuglio gassoso di acido carbonico ed ossido di carbonio, ed un residuo che è una mescolanza o una combinazione di protossido e sesquiossido di ferro.

Carbonato di nichelio — Precipitando le soluzioni de'sali di nichelio con un carbonato alcalino, una porzione dell'acido carbonico si sviluppa con effervescenza, ed il precipitato che si ottiene racchiude delle quantità di acido carbonico tanto più piccole per quanto più dilnite erano le soluzioni adoperate. Deville è riuscito a preparare un composto definito della formula NiO,CO^2+5Aq, versando una soluzione di nitrato di nichelio in una soluzione di bicarbonato di soda precedentemente saturata di acido carbonico, e rinchiudendo ermeticamente la soluzione in una boccia: il precipitato amorfo che si forma sulle prime si converte a poco a poco in una polvere cristallina, formata di piccoli prismi rombici riconoscibili per mezzo del microscopio.

Senarmont ha ottenuto un carbonato di nichelio anidro della formula $NiO+CO^2$, impiegando gli stessi metodi di cui si è servito per preparare il carbonato di ferro cristallizzato. Il carbonato di nichelio così ottenuto si presenta in romboedri microscopici, trasparenti ed inattaccabili dall' acido nitrico e dall' acido idroclorico, anche concentrati.

Carbonato di cobalto — Quando si versa un carbonato alcalino nella soluzione di un sale di cobalto, si forma un precipitato di color rosso pallido, che secondo Setteberg, contiene $CoO,HO+2(2CoO+CO^2)+3Aq$.

Se invece di operare sotto la pressione atmosferica, s'impiega per decomporre il sale di cobalto una soluzione di bicarbonato di soda satura di acido carbonico, e s'introduce il miscuglio in una boccia che chiuda ermeticamente, sicchè il gas non possa svilupparsi, si forma da prima un precipitato amorfo, che più tardi si cambia in una moltitudine di cristallini raggiati di color roseo, i quali osservati al microscopio, appariscono come lunghi prismi terminati da un angolo diedro acuto. Questo sale, che secondo Deville, ha per formula CoO,CO^2+6Aq, si forma quando la temperatura del liquido è inferiore a 20°. Se invece il liquido ha una temperatura di 20° o 25°, si ottiene una polvere molto pesante di un colore tra il roseo ed il paonazzo, che Deville rappresenta colla formula $3(CoO,CO^2)+2Aq$; ma che probabilmente è un miscuglio del sale anidro col sale idrato precedentemente descritto. Questi sali si decompongono parzialmente nell'acqua calda, sviluppando una porzione d'acido carbonico; ad una temperatura maggiore la decomposizione è totale, ed il residuo non contiene che dell'ossido di cobalto.

Il carbonato anidro si prepara, secondo Senarmont, cogli stessi metodi di cui questo Chimico ha fatto uso per ottenere i carbonati di ferro e di nichelio. Il prodotto ha l'aspetto d'una sabbia cristallina di co-

lor roseo chiaro, formata da piccoli romboedri riconoscibili al microscopio e trasparenti, inattaccabili a freddo dall'acido nitrico e dall'acido idroclorico, anche concentrati. La formula di questo sale è $CoO+CO^2$.

CARBONATO DI ZINCO $= ZnO+CO^2$ — Il sale neutro s'incontra in natura, ora cristallizzato in romboedri, ora allo stato amorfo. Decomponendo un sale di zinco con un carbonato alcalino, si sviluppa porzione dell'acido carbonico, e si forma un precipitato, che si può riguardare come una combinazione d'idrato e carbonato, cioè come un idrocarbonato di zinco amorfo, la cui composizione è variabilissima, a seconda della concentrazione e della temperatura de' liquidi che si adoperano (1).

Senarmont è riuscito ad ottenere artificialmente un carbonato neutro della formula $ZnO+CO^2$, cristallizzato in piccoli grani, probabilmente romboedrici, come il carbonato naturale, decomponendo il cloruro di zinco con carbonato di calce o con un carbonato alcalino ad una temperatura di 150° o 160°.

CARBONATO DI CADMIO—Se si precipita un sale di cadmio solubile con un eccesso di carbonato di potassa o di soda, si ottiene un precipitato amorfo, che disseccato a 210°, ha secondo Rose, quasi esattamente la composizione d'un sale neutro, ed appena vi manca una traccia di acido carbonico, che è surrogato dall'acqua. Se invece si adoperano il carbonato alcalino ed il sale di cadmio in rapporti equivalenti, si ottiene un prodotto, che contiene più acqua e meno acido carbonico del precedente.

CARBONATO DI STAGNO — Si era creduto finora che il protossido di stagno non fosse capace di combinarsi coll'acido carbonico; ma Deville è riuscito ultimamente ad ottenere un composto definito col metodo seguente: Si versa una soluzione concentrata di bicarbonato di soda in una boccia, in modo da empirla quasi totalmente; indi s'introducono nel liquido de' cristalli di protocloruro di stagno, e quando si è sviluppata una certa quantità di acido carbonico, si chiude la boccia con un tappo di sughero, e si lascia a se stessa. Dopo parecchi giorni di contatto si trova in fondo del liquido un deposito cristallino pesante, che osservato al microscopio, apparisce formato da piccoli mammelloni ricoperti da faccette cristalline risplendenti.

Questo sale a cui Deville attribuisce la formula $2SnO+CO^2$, esposto all'aria ingiallisce, e nel tempo stesso si decompone rapidamente.

CARBONATO DI CROMO $= Cr^2O^3,CO^2+4Aq$ — Se si versa un carbonato o un bicarbonato di soda o di potassa nella soluzione d'un sale di cromo verde, tutto l'acido carbonico, secondo Lefort, si sviluppa allo stato gassoso, ed il precipitato che si forma è dell'idrato di cromo puro. Se invece s'impiega un sale di cromo nella modificazione violacea, il precipitato che si forma ha la composizione sovraindicata.

(1) Si conosce un idrocarbonato di zinco naturale, che secondo l'analisi di Smithson, ha per formula $3ZnO,CO^2+3HO$.

È una polvere bigia, inalterabile all'aria, e solubile negli acidi con isviluppo di acido carbonico. Riscaldato verso 75°, comincia a perdere l'acqua di cristallizzazione, ed a 150° non ne ritiene che un solo equivalente, di modo che la sua formula diviene Cr^2O^3,CO^2+Aq. A 250° comincia a decomporsi, sviluppando acqua ed acido carbonico nel tempo stesso.

Carbonati di rame — Il carbonato di rame neutro non è stato ancora ottenuto; ma si conosce un carbonato anidro bibasico, e varii composti, in cui l'ossido di rame è combinato coll'acqua e coll'acido carbonico nel tempo stesso, cioè degl'idrocarbonati di rame. Alcuni di tali composti si trovano cristallizzati nel regno minerale, cioè:

1. Il carbonato azzurro, o *azzurrite*, della formula $2(CuO,CO^2)+CuO,HO$, cristallizza in prismi rombici, e si trova presso Chessy in Francia, ed in altri luoghi. Questa sostanza, che non si è ancora riuscito a preparare artificialmente, ridotta in polvere, costituisce una sostanza di un bel colore azzurro cilestre molto pregiata come materia colorante, e conosciuta col nome di *azzurro minerale*.

2. La *misorina*, che è un carbonato anidro bibasico della formula $2CuO+CO^2$, trovato a Mysore nell'India Orientale, si presenta sotto forma di sostanza amorfa ed opaca di color bruno nericcio. Questo minerale, oltre il carbonato di rame, contiene, secondo l'analisi di Thomson, una gran quantità di carbonato di ferro e qualche traccia di silice.

3. La *malachite* $= CuO,CO^2+CuO,HO$ si trova cristallizzata talvolta in prismi rombici monoclini di color verde, ma più spesso in masse mammellonari formate di strati concentrici. Quella che si presenta in quest'ultima forma, si lavora per farne oggetti di lusso.

I carbonati artificiali si ottengono per doppia decomposizione, precipitando le soluzioni de' sali di rame per mezzo de' carbonati alcalini; ma il precipitato che si ottiene differisce per la composizione e per il colore, a seconda della temperatura delle soluzioni che si adoperano. Impiegando liquidi freddi, si forma un precipitato cristallino di colore azzurro, che raccolto, lavato ed asciugato rapidamente, ha secondo l'analisi di Brunner, una composizione, che è rappresentata dalla formula $CuO,CO^2+CuO,HO+Aq$. Se si fa digerire questo precipitato con acqua calda, esso divien verde, e perde una porzione dell'acqua che contiene, sicchè la sua formula in tale stato è CuO,CO^2+CuO,HO, vale a dire identica con quella della malachite. Si ottiene lo stesso composto, se si mescolano soluzioni bollenti di un sale di rame e di un carbonato alcalino.

Trattando il precipitato ottenuto, sia nell'uno, sia nell'altro modo, con acqua bollente, esso sulle prime diventa anidro, e nel tempo stesso si annerisce. Il prodotto che ha subito un tal cambiamento, ha una composizione identica con quella della misorina, espressa dalla formula $2CuO+CO^2$; ma se si continua per molto tempo a far bollire il liquido, si sviluppa a poco a poco dell'acido carbonico, ed in ultimo rimane dell'ossido di rame, che ritiene appena qualche traccia di acqua e di acido carbonico combinati.

Senarmont facendo agire a temperature comprese fra 150° e 225° del carbonato di calce con una soluzione di protocloruro di rame, o precipitando alla stessa temperatura la soluzione d'un sale di rame per mezzo di un carbonato o d' un bicarbonato alcalino, ha ottenuto un prodotto che aveva, non solo la composizione, ma anche i caratteri esterni della malachite.

Carbonato di piombo $= PbO+CO^2$ — Il sale neutro si trova in natura cristallizzato in prismi rettangolari isomorfi coll' arragonite, col carbonato di barite e con quello di stronziana. Si può ancora ottenere artificialmente, precipitando una soluzione di azotato o di acetato di piombo con un eccesso di carbonato o di bicarbonato di soda.

Osservabilissima è la tendenza che ha questo sale a combinarsi con altri composti di piombo; come sono il cloruro, il bromuro, il solfato, l'idrato ec. Facendo digerire il carbonato di piombo colle soluzioni di cloruro o di bromuro dello stesso metallo, il liquido abbandona tutto il piombo che vi era disciolto, e si formano i composti $PbCh+PbO,CO^2$ e $PbBr+PbO,CO^2$, de' quali il primo si è trovato cristallizzato in Inghilterra. Nel regno minerale si trovano ancora varii sali doppii, composti di carbonato e solfato di piombo combinati insieme in diverse proporzioni.

Finalmente tutte le varietà di *cerussa* che si trovano in commercio sono altrettanti composti di carbonato e idrato di piombo; ma non tutte contengono la stessa proporzione de' due componenti, perchè non in tutti i paesi la cerussa si prepara collo stesso metodo.

In Francia si ottiene la cerussa, decomponendo l' acetato basico di piombo coll'acido carbonico: per tal modo l'ossido di piombo sovrabbondante si precipita trasformato in cerussa, e l' acetato divien neutro. Facendo digerire quest' ultimo col litargirio, ripassa allo stato di sale basico, il quale, decomposto con una corrente di acido carbonico, produce nuova quantità di cerussa; dimodochè ripetendo alternativamente queste operazioni, con una quantità limitata di acetato di piombo si può convertire in cerussa una quantità, per così dire illimitata di litargirio.

Nelle vicinanze di Birmingham si segue un metodo che differisce pochissimo dal precedente. Si bagna il litargirio con un trecentesimo circa del suo peso di acido acetico, e con una quantità d'acqua tale, che basti ad umettare uniformemente tutta la massa; poi vi si fa passare una corrente di acido carbonico, ottenuto per mezzo della combustione del *coke*, ed in ultimo si lava il prodotto con acqua, per separarne l'acetato di piombo rimastovi.

In Olanda si segue un metodo del tutto diverso. Si espongono delle lamine di piombo sottili all' azione contemporanea de' vapori di acido acetico, e dell'acido carbonico proveniente dalla fermentazione della paglia bagnata con urina. La temperatura della stanza s'innalza fino a 45° circa, e contribuisce non poco ad accelerare la reazione. Le lamine metalliche, dopo di essere restate per circa un mese in tali condizioni, si trovano tutte coperte di uno strato di cerussa, che si distacca facilmen-

te piegando le dette lamine in diverse direzioni. La cerussa ottenuta in tal modo non è mai bianchissima, ma ha invece una leggiera tinta grigiastra che volge all'azzurro, la quale deriva da qualche vestigio di piombo che vi rimane aderente, e da un po' di solfuro prodotto dall'idrogeno solforato, che sempre accompagna l'acido carbonico provveniente dalla putrefazione de' corpi organici.

Mulder avendo analizzato molte varietà di cerussa preparata col metodo olandese, ha ottenuto de'risultati che nella massima parte de' casi si possono tradurre nella formula $PbO,HO+2(PbO,CO^2)$. Havvi una qualità di cerussa che è molto stimata, perchè più bianca delle altre, e perchè lasciata in contatto dell'aria, non ingiallisce. Questa è fabbricata da Stratingh con un processo che l'autore non ha fatto ancora conoscere, e differisce dalle altre, non solo per le proprietà, ma anche per la composizione. Mulder che ne ha fatto l'analisi, ha trovato che la sua composizione corrisponde alla formula $PbO,HO+3(PbO,CO^2)$. Un' altra varietà analizzata da Phillips ha dato una composizione che corrisponde alla formula $PbO,HO+5(PbO,CO^2)$.

Carbonato di bismuto $= BiO^3,CO^2+Aq$ — Il sale idrato si ottiene, secondo Lefort, precipitando una soluzione di nitrato di bismuto con bicarbonato di soda o di potassa. Se invece di un bicarbonato s'impiega un carbonato neutro, si precipita un sale anidro. Il sale idrato perde l'acqua fra 100° e 120°, e l'acido carbonico al di là di 300°.

Carbonato d' argento $= AgO+CO^2$ — Si ottiene per doppia decomposizione, versando la soluzione di un carbonato alcalino in quella di azotato d'argento. È una polvere bianca ed insolubile, che verso 200° si decompone, sviluppando acido carbonico, e lasciando un residuo di ossido d'argento puro.

Carbonato di mercurio — Si precipita in polvere di color rosso pallido, la quale, secondo Setteberg, avrebbe per formula $4HgO+CO^2$.

Carbonato di sottossido $= Hg^2O+CO^2$ — Per ottenere questo sale, Lefort consiglia di versare a goccia a goccia una soluzione diluita di nitrato di sottossido di mercurio in una soluzione di bicarbonato di potassa. Si forma un precipitato giallastro, che bisogna lavare con acqua satura di acido carbonico.

Carbonato di palladio — È una polvere di color giallo chiaro, che si precipita versando una soluzione di carbonato di soda in quella di cloruro di palladio. Questo precipitato coll'azione del calore abbandona l'acido carbonico con effervescenza, cambia di colore e diventa in ultimo bruno. Dopo d'essere stato ben lavato, la sua composizione corrisponde, secondo Kane, alla formula $PdO,CO^2+9(PdO,HO)+Aq$.

OSSALATI

Ossalati di potassa — Ossalato neutro $= KO,C^2O^3+Aq$ — È solubilissimo nell' acqua, e cristallizza difficilmente. L' acido solforico l'acido nitrico, ed in generale tutti gli acidi forti tolgono al sale neu-

tro una porzione di base e lo trasformano in quatrossalato, il quale essendo assai meno solubile, si precipita in cristalli dal liquido concentrato. I sali di calce, di barite, di piombo, producono con questo sale un precipitato bianco: proprietà che per altro è comune a tutti gli ossalati solubili.

Si prepara neutralizzando colla potassa, caustica o carbonata, l'acido ossalico, o il sale acetosella che trovasi abbondantemente nel commercio.

Biossalato $= KO,C^2O^3+(HO,C^2O^3+2Aq)$ — Questo sale è riguardato da Graham, come una combinazione di ossalato neutro ed anidro $KO+C^2O^3$ con un equivalente di acido ossalico ordinario HO,C^2O^3+2Aq, e la sua composizione corrisponde a quella dell'ossalato neutro KO,C^2O^3+Aq, in cui l'acqua di cristallizzazione è sostituita da un equivalente di acido ossalico idrato.

Cristallizza in parallelepipedi corti ed opachi; arrossa fortemente la tintura di laccamuffa, ed esposto all'azione del fuoco, si decompone, lasciando un residuo di carbonato di potassa.

Quatrossalato — La sua formula bruta è $KO,4C^2O^3,7HO$. La formula razionale è complicatissima, mentre, secondo Graham, corrisponde a quella del biossalato, in cui due equivalenti di acqua sarebbero sostituiti da due equivalenti di acido ossalico acquoso, e però dovrebbesi scrivere nel modo seguente: $KO,C^2O^3+HO,C^2O^3+2(HO,C^2O^3+2Aq)$.

È meno solubile degli ossalati precedenti; arrossa fortemente la carta di laccamuffa, ed ha sapore acidissimo.

Si trova in commercio un sale conosciuto col nome di *sale di acetosella*, il quale si estrae dal succo di diverse piante del genere *oxalis*, e soprattutto dall'*oxalis acetosella*. Secondo Bérard, è un miscuglio di biossalato e di quatrossalato di potassa.

Ossalato di soda $= NaO,C^2O^3+2Aq$ — È poco solubile nell'acqua: un eccesso d'alcali ne aumenta la solubilità, e un eccesso di acido la diminuisce. Si conosce ancora un biossalato, il quale ha per formula $NaO+2C^2O^3+2Aq$, che si può tradurre nella formula razionale NaO,C^2O^3+HO,C^2O^3,Aq.

Ossalato di litina $= 2(LO+C^2O^3)+Aq$ — Si ottiene saturando una soluzione di acido ossalico per mezzo del carbonato di litina, ed evaporando il liquido: l'ossalato di litina cristallizzando, si deposita in massa granulare solubile in 13 volte il suo peso d'acqua alla temperatura di 10°. All'aria non si altera; a 200° perde circa la metà della sua acqua di cristallizzazione, e ad una temperatura maggiore si decompone, trasformandosi in carbonato.

Biossalato $= (LO,C^2O^3+HO,C^2O^3)+2Aq$ — Questo sale si prepara facilmente disciogliendo l'ossalato neutro in una quantità di acido ossalico eguale a quella che già contiene. Coll'evaporazione il sale cristallizza in tavole trasparenti inalterabili all'aria, e solubili in 14,8 parti d'acqua alla temperatura di 10°. Riscaldato a 200°, perde l'acqua, e nel tempo stesso si decompone.

Ossalato d'ammoniaca $= AzH^4O,C^2O^3+Aq$ — Cristallizza in lunghi

aghi, solubili nell'acqua, insolubili nell'alcole, e di sapor piccante. Gli acidi nitrico, solforico e idroclorico lo trasformano in biossalato. Nelle ricerche analitiche si fa uso di questo sale per iscovrire la presenza della calce. Distillato produce acqua, ammoniaca, sesquicarbonato d'ammoniaca, acido carbonico, ossido di carbonio e ossamide.

Si ottiene neutralizzando con ammoniaca una soluzione di acido ossalico, e concentrando il liquido per farlo cristallizzare. Durante l'evaporazione suole svilupparsi un po' d'ammoniaca, e la soluzione diviene acida; per la qual cosa, tolto che è il vase dal fuoco, bisogna versare nel liquido qualche goccia di ammoniaca, finchè abbia acquistato reazioni alcaline

Aggiungendo dell' acido ossalico alla soluzione concentrata del sale neutro, si precipita un biossalato in grani cristallini, il quale ha per formula $AzH^4O,C^2O^3+HO,C^2O^3+2Aq$. Esiste ancora un quatrossalato d' ammoniaca analogo a quello di potassa.

Ossalato di calce $= CaO,C^2O^3+2Aq$ — Questo sale si trova in diverse piante, e soprattutto ne' licheni. È bianco, cristallino, insolubile nell'acqua e solubile negli acidi minerali, come p. e. l'acido azotico e l'acido idroclorico; ma insolubile nell' acido acetico. Esposto all' azione del calore, si decompone, producendo ossido di carbonio e carbonato di calce.

Si ottiene per doppia decomposizione, versando un ossalato alcalino nella soluzione di un sale di calce.

Questo sale ha la stessa costituzione molecolare dell'acido ossalico ordinario: l' acqua basica di quest' ultimo è sostituita dalla calce, colla quale essa è isomorfa, secondo le sperienze di Graham.

Ossalato di barite $= BaO,C^2O^3+Aq$ — Si ottiene facilmente precipitando un sale di barite con un ossalato neutro. Il precipitato si presenta in forma di polvere bianca, quasi insolubile nell' acqua. Il sale neutro si discioglie in una soluzione di acido ossalico, e dà origine ad un ossalato acido, che cristallizza coll'evaporazione, ed ha per formula BaO,C^2O^3+HO,C^2O^3+Aq. Si ottiene, secondo Clapton, lo stesso prodotto mescolando volumi eguali di due soluzioni sature, l'una di acido ossalico, l' altra di cloruro di bario: sulle prime non apparisce nessun precipitato; ma dopo qualche momento si formano de'cristalli in tavole rombiche acutissime. Questo sale si discioglie in 360 parti d'acqua a 15°. Riscaldato a 100°, non perde acqua; a 165° diviene anidro; a 250° si volatilizza dell' acido ossalico; al disopra di quest' ultimo limite vi ha decomposizione totale.

Ossalato di stronziana $= SrO,C^2O^3+Aq$ — Si presenta in polvere bianca ed insipida, a disciogliere la quale occorrono 1920 parti d'acqua bollente. L'ossalato di stronziana, combinandosi con una quantità maggiore di acido ossalico, forma un sale acido, che si prepara come quello di barite.

Ossalato di magnesia $= MgO,C^2O^3+2Aq$ — È insolubile, e si ottiene per doppia decomposizione, versando una soluzione di ossalato neutro di potassa in quella di solfato di magnesia.

OSSALATO DI ALLUMINA $= Al^2O^3+3C^2O^3$ — È insolubile nell'acqua, ma solubile in un eccesso di acido ossalico. Il sale acido così ottenuto è deliquescente ed incristallizzabile.

OSSALATO DI MANGANESE $= MnO,C^2O^3+2Aq$ — È pochissimo solubile nell' acqua, e si precipita in polvere bianca, che disseccandosi divien rosea.

OSSALATO D'URANIO $= UO,C^2O^3+Aq$ — Versando dell'acido ossalico in una soluzione di protocloruro d'uranio, si forma un precipitato polverulento di color bianco verdastro, che è il sale in esame. Facendo bollire tale precipitato in una soluzione di acido ossalico, vi si combina, ma senza disciogliersi e senza cambiar d' aspetto. Il nuovo sale ha per formula $2(UO,C^2O^3)+(HO,C^2O^3+Aq)$.

L' ossalato d' uranio forma coll' ossalato di potassa un sale doppio, che si prepara facendo bollire per molto tempo l' ossido idrato d' uranio in una soluzione di biossalato di potassa. Il composto ha per formula $KO,C^2O^3+5(UO+C^2O^3)+10Aq$.

OSSALATO D'URANILE $= U^2O^3,C^2O^3+3Aq$ — L' acido ossalico separa l' ossido d 'uranile da tutte le sue combinazioni saline, ed anche dal solfato. L' ossalato d' uranile è una polvere cristallina di color giallo, e poco solubile nell'acqua, di guisa che alla temperatura di 14° richiede 125 parti di questo liquido per disciogliersi. Riscaldato a 100°, perde 2 equivalenti d' acqua, e ne ritiene un solo. A 300° si decompone, trasformandosi in ossido d' uranio.

Questo sale si combina cogli ossalati di potassa e d' ammoniaca, formando de'sali doppi gialli e cristallizzati.

OSSALATO DI DIDIMIO $= DO,C^2O^3+Aq$ — Si ottiene per doppia decomposizione, precipitando un sale di didimio neutro con un ossalato alcalino egualmente neutro. Il prodotto è una polvere bianca leggermente rosea insolubile nell' acqua, quasi insolubile nell' acido ossalico e negli acidi minerali molto diluiti, ma solubile a caldo nell' acido azotico e idroclorico, dalle quali soluzioni si precipita col raffreddamento in grani cristallini di color roseo, che sono de' prismi rettangolari terminati da piramidi.

OSSALATO DI FERRO $= FeO+C^2O^3$ — Disciogliendo il ferro metallico in una soluzione di acido ossalico, si forma sulle prime un sale acido cristallizzato in prismi di color verde, i quali nell' aria secca si effioriscono. A misura che il ferro disciogliendosi satura l' acido libero, si precipita l' ossalato neutro.

OSSALATO DI SESQUIOSSIDO $= Fe^2O^3+3C^2O^3$ — È una polvere gialla, che si ottiene precipitando il sesquicloruro di ferro coll' ossalato neutro d'una base alcalina. Sebbene poco solubile nell'acqua, è alquanto solubile nell' acido ossalico. La soluzione esposta ai raggi diretti del sole, vien decomposta: si sviluppa acido carbonico, e nel tempo stesso si forma un ossalato di protossido, che si precipita. Questo sale combinandosi coll'ossalato di potassa, produce un ossalato doppio, cristallizzato in prismi, che ha per formula $(Fe^2O^3,3C^2O^3)+3(KO,C^2O^3)+6Aq$.

OSSALATO DI NICHELIO $= NiO,C^2O^3+2Aq$ — I sali neutri di nichelio

sono decomposti dall'acido ossalico, che ne precipita l'ossalato in polvere di color verde chiaro, insolubile in un eccesso di acido ossalico. Il nitrato di nichelio riscaldato in vasi chiusi, si trasforma in acido carbonico ed in nichelio metallico.

Combinandosi cogli ossalati di potassa, di soda e di ammoniaca, produce altrettanti sali doppi, solubili nell' acqua e cristallizzati.

Ossalato di cobalto $= CoO,C^2O^3+2Aq$ — È una polvere rosea, insolubile nell' acqua e nell' acido ossalico, che riscaldata fuori del contatto dell'aria, sviluppa acido carbonico, e lascia un residuo di cobalto metallico.

Ossalato di zinco $= ZnO,C^2O^3+Aq$ — Questo sale si precipita in forma di polvere bianca ed insolubile, quando si versa una soluzione di acido ossalico in un sale neutro di zinco. Calcinato in vasi chiusi, lascia un residuo di sottossido di zinco.

Ossalato di cadmio $= CdO,C^2O^3+2Aq$? — È una polvere bianca ed insolubile.

Ossalato di cromo $= Cr^2O^3+3C^2O^3$ — È un sale solubilissimo ed incristallizzabile di un bel colore di fiori di pesco. La soluzione è di colore ametista, e non viene precipitata, nè dagli alcali, nè dai sali di calce.

Combinandosi coll' ossalato di potassa, forma un sale cristallizzato di colore azzurro carico bellissimo, il quale si ottiene riscaldando con acido ossalico una soluzione di bicromato di potassa, ed abbandonando il liquido all' evaporazione spontanea. L' acido cromico cede una porzione di ossigeno all'acido ossalico, e si converte in sesquiossido di cromo; l'acido ossalico, parte si trasforma in acido carbonico che si sviluppa, e parte si combina colla potassa e col sesquiossido di cromo prodotto, per formare il sale doppio in esame, la cui formula $(Cr^2O^3,3C^2O^3)+3(KO,C^2O^3)+6Aq$, è del tutto analoga a quella dell' ossalato di potassa e di ferro, col quale è isomorfo.

Ossalato di rame $= CuO+C^2O^3$ — È una polvere di color azzurro chiaro, insolubile nell' acqua, solubile in una soluzione di acido ossalico. Il liquido produce de'cristalli verdi coll'evaporazione. Questo composto combinandosi con gli ossalati alcalini, forma de'sali doppi solubili e cristallizzati.

Ossalato di piombo $= PbO+C^2O^3$ — Si ottiene precipitando una soluzione d'acido ossalico con acetato di piombo. È insolubile nell'acqua, parzialmente solubile nell'acido ossalico, bianco e polveroso. Riscaldato in vasi chiusi, sviluppa un gas composto di acido carbonico ed ossido di carbonio, e lascia un residuo di sottossido di piombo.

Si conosce ancora un ossalato basico $= 3PbO+C^2O^3$, che si ottiene, secondo Pelouze, precipitando una soluzione d'acetato basico di piombo con ossalato neutro d' ammoniaca.

Ossalato d' argento $= AgO+C^2O^3$ — È una polvere bianca ed insolubile, la quale riscaldata produce una debole esplosione, trasformandosi in acido carbonico ed in argento metallico.

Ossalato di mercurio $= HgO+C^2O^3$ — È una sostanza bianca ed

insolubile, che esposta all'azione del calore, si conduce come il sale d'argento.

Ossalato di sottossido $=Hg^2O+C^2O^3$ — È una polvere bianca e quasi insolubile nell'acqua, che si ottiene precipitando una soluzione di azotato di sottossido di mercurio con un ossalato solubile. Riscaldato, o anche semplicemente percosso, produce una leggiera esplosione, e si risolve in acido carbonico e mercurio metallico.

BORATI

Borato di potassa — Si ottiene fondendo in un crogiuolo di platino un miscuglio d'acido borico vetrificato e di carbonato di potassa ben calcinato. Per ottenere una combinazione ben omogenea, bisogna portare la temperatura del crogiuolo fino all'incandescenza. Il sale così ottenuto è solubilissimo nell'acqua, e non cristallizza che con estrema difficoltà. Esposto all'aria, ne attrae l'acido carbonico, e si converte in biborato.

Borato di soda $= NaO,BO^3+8Aq$ — Questo sale è così poco fusibile, che non diviene liquido alla temperatura della fusione dell'argento. Il suo sapore è alcalino, e reagisce come gli alcali sulle tinture vegetabili; si discioglie facilmente nell'acqua, e più a caldo che a freddo. Una soluzione di questo sale saturata a caldo, produce raffreddandosi de'cristalli molto voluminosi, i quali si fondono nella propria acqua alla temperatura di 57°, ed una volta fusi, non si solidificano più; ma restano liquidi anche alla temperatura di 0°. Il borato di soda è così poco stabile, che in tutte le sue reazioni si conduce come un miscuglio d'idrato e biborato di soda; difatti la sua soluzione bollente discioglie i fiori di solfo con formazione d'un polisolfuro alcalino; versata in una soluzione di sublimato, ne precipita un ossicloruro di color rosso bruno; discioglie al calore dell'ebollizione i solfuri d'arsenico e d'antimonio, come fanno gli alcali; ed esposto all'aria, ne attira l'acido carbonico, trasformandosi in un miscuglio di carbonato di soda e di *borace*, ossia biborato di soda.

Questo sale si prepara mescolando 4 parti di borace, con 3 parti di carbonato di soda cristallizzato, e calcinando fortemente il miscuglio.

Biborato $= NaO,2BO^3+10Aq$ (borace) — Il borace si trova in molti luoghi della terra, come nell'isola di Ceylan, nella Tartaria meridionale ec. È abbondantissimo poi in alcuni laghi delle Indie, donde si estrae la più gran parte del borace che si consuma in Europa. Dalle Indie viene in commercio una specie di borace greggio, che è conosciuto col nome di *tinkal*, il quale contiene una gran quantità di certa materia grassa che ha l'odore del sapone ordinario. Il *tinkal* vien purificato in Olanda, e poscia è messo in commercio col nome di *borace raffinato*. Oggigiorno per altro la massima parte del borace che si consuma nelle arti si compone artificialmente coll'unione diretta dell'acido e della base. A tal fine si fa bollire con acqua l'acido borico che si estrae dai *lagoni* della Toscana, e con carbonato di soda in eccesso; poscia si concentra la soluzione

in caldaie di piombo per farla cristallizzare. Il borace preparato artificialmente ha l'inconveniente di screpolarsi quando vien riscaldato, ma vi si rimedia aggiungendovi un poco di *tinkal.*

Il borace si presenta in cristalli voluminosi e trasparenti, che sono de'prismi monoclini. Ha sapore dolciastro ed alcalino, inverdisce lo sciroppo di viole, ed esposto all'aria si effiorisce, diventando opaco; è solubilissimo nell'acqua bollente, ma poco solubile nell'acqua alla temperatura ordinaria. Esposto all'azione del fuoco, si gonfia notabilmente, e perde a poco a poco tutta l'acqua di cristallizzazione, indi si fonde in una sostanza vetrosa perfettamente trasparente, e stropicciato nell'oscurità, divien luminoso. Se si fa cristallizzare una soluzione di borace ad una temperatura maggiore di 55°, si ottiene, secondo Payen, un sale in ottaedri regolari, il quale contiene un equivalente di biborato di soda combinato con cinque equivalenti d'acqua. Questi cristalli non si effioriscono all'aria.

Il borace fuso cogli ossidi metallici, produce de'vetri di vario colore, a seconda dell'ossido impiegato. Questa proprietà è messa a profitto sì nelle arti per preparare gli smalti, come nelle ricerche analitiche che si fanno col cannello, per iscovrire la natura degli ossidi contenuti nelle sostanze minerali. Così l'ossido di manganese fuso col borace, produce uno smalto di color paonazzo, il protossido di ferro lo colora in verde bottiglia, l'ossido di cromo in verde smeraldo, l'ossido di cobalto in azzurro, il protossido di rame in verde chiaro, il sottossido in porpora, ec.

Si conoscono due altre combinazioni dell'acido borico colla soda, delle quali l'una è rappresentata dalla formula $NaO,4BO^3+10Aq$, l'altra da $NaO+6BO^3$.

Borato d'ammoniaca $=AzH^4O,BO^3+HO,BO^3+2Aq$ — Si ottiene disciogliendo l'acido borico cristallizzato nell'ammoniaca liquida in grande eccesso. Il sale cristallizza in rombottaedri efflorescenti, e solubili in dodici parti d'acqua.

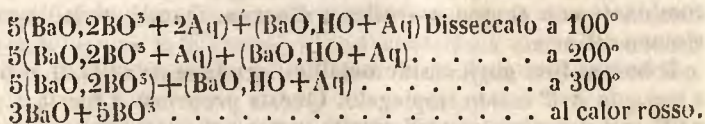
Quando si disciolgono questi cristalli nell'ammoniaca concentratissima coll'aiuto del calore, e si tien chiuso il vase in cui si opera la dissoluzione, per impedire che l'ammoniaca si sviluppi, si ottiene un altro sale, che ha per formula $(3AzH^4O+2BO^3)+(3HO+BO^3)$. Lo stesso composto si forma quando s'introduce l'acido borico cristallizzato in un'atmosfera di gas ammoniaco, e vi si lascia finchè abbia cessato di assorbirlo.

Se finalmente si discioglie dell'acido borico cristallizzato nell'ammoniaca, finchè il liquido ne sia quasi saturo, si sviluppa calore e cristallizza un sale in prismi trasparenti ed inalterabili all'aria, che hanno per formula $AzH^4O,2BO^3+HO,2BO^3$.

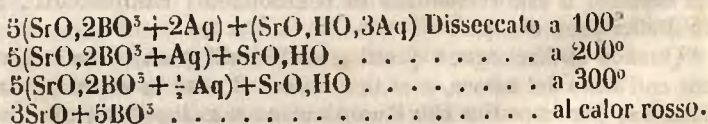
Borati di barite — Il sale neutro si ottiene per doppia decomposizione, precipitando una soluzione di borato neutro di soda o di potassa con cloruro di bario. Il precipitato che si forma è una polvere bianca, e fusibile al calore dell'incandescenza in una massa vetrosa. Se le soluzioni impiegate erano fredde, il sale che si ottiene racchiude, secondo

Rose, un equivalente d'acqua combinata, e trattato con acqua, si discioglie in piccola proporzione, ma senza decomporsi. Se invece si precipitano soluzioni bollenti, il precipitato contiene, contro ogni aspettazione, maggior quantità d' acqua del sale ottenuto a freddo, e trattato con acqua, perde una porzione dell'acido che si discioglie, lasciando per residuo un sale basico. La soluzione acquosa è decomposta dall'acido carbonico, che ne precipita del carbonato di barite.

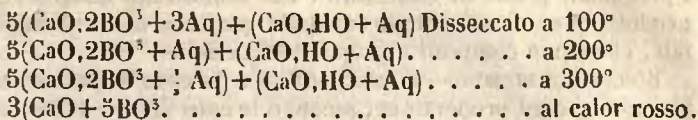
Precipitando una soluzione di borace con cloruro di bario, si ottiene un sale acido un poco solubile nell'acqua, che Rose riguarda come combinazione di biborato con idrato di barite, e che a seconda della temperatura a cui si riscalda, avrebbe la composizione espressa dalle formule sottoindicate:

$5(BaO,2BO^3+2Aq)+(BaO,HO+Aq)$ Disseccato a 100°
$5(BaO,2BO^3+Aq)+(BaO,HO+Aq)$ . . . . . . a 200°
$5(BaO,2BO^3)+(BaO,HO+Aq)$ . . . . a 300°
$3BaO+5BO^3$ . . . . al calor rosso.

Borati di stronziana — Il sale neutro è quasi insolubile nell' acqua fredda, ma si discioglie in 130 parti d'acqua bollente, ed esposto all' azione del fuoco, si fonde e si vetrifica. Si prepara per doppia decomposizione, precipitando con cloruro di bario la soluzione d' un borato alcalino neutro.

Se si precipita la soluzione d'un sale neutro di stronziana col borace a freddo, si ottiene un precipitato, che Rose considera come combinazione di biborato con idrato di stronziana, ed al quale questo Chimico attribuisce la composizione rappresentata dalle seguenti formule :

$5(SrO,2BO^3+2Aq)+(SrO,HO,3Aq)$ Disseccato a 100°
$5(SrO,2BO^3+Aq)+SrO,HO$ . . . . a 200°
$5(SrO,2BO^3+\frac{1}{2}Aq)+SrO,HO$ . . . . a 300°
$3SrO+5BO^3$ . . . . al calor rosso.

Borato di calce — Il borato neutro si prepara come quello di barite, al quale somiglia sotto tutti i rapporti. Il sale disseccato a 100° contiene secondo Rose, 2 equivalenti d'acqua, di cui la metà si sviluppa a 200° ed i $\frac{3}{4}$ a 300°. Questo sale attira debolmente l' acido carbonico dell'aria, e quando è stato preparato a freddo, si discioglie in piccola proporzione nell'acqua, senza decomporsi. Preparato a caldo, si decompone parzialmente quando si tratta con acqua fredda, alla quale cede un poco di acido borico. Versando una soluzione di borace in quella di un sale di calce, si forma un precipitato, che sulle prime si ridiscioglie nel liquido, ma poi diviene permanente. Così ottenuto, è una sostanza molle, vischiosa ed amorfa, la cui composizione, giusta le analisi di Rose, varia a

seconda della temperatura impiegata per disseccarla, nel modo indicato dalle formule infrascritte:

$5(CaO,2BO^3+3Aq)+(CaO,HO+Aq)$ Disseccato a 100°
$5(CaO,2BO^3+Aq)+(CaO,HO+Aq)$. . . . . . a 200°
$5(CaO,2BO^3+\frac{1}{2}Aq)+(CaO,HO+Aq)$. . . . . a 300°
$3(CaO+5BO^3$. . . . . al calor rosso.

Secondo lo stesso Chimico, se si lava con acqua fredda il precipitato ottenuto per doppia decomposizione nel modo anzidetto, l'acqua toglie un po'di acido borico, e lascia un sale della formula $3(CaO,2BO^3+3Aq)+CaO,HO$.

Borato di magnesia $= MgO,BO^3+8Aq$ — Versando del solfato di magnesia in una soluzione di borato di soda, il borato di magnesia si precipita in polvere bianca, solubilissima nel solfato di magnesia. Per questa ragione non si forma nessun precipitato, se invece di operare nel modo anzidetto, si versa una soluzione di borato di soda in quella di solfato di magnesia. In tal caso si forma un sale doppio cristallizzato, il quale contiene $(NaO,2BO^3)+(2MgO,5BO^3)+30Aq$. Se si discioglie quest' ultimo nell'acqua fredda, e si fa bollire il liquido per molto tempo, si precipita un sale basico, insolubile nell'acqua bollente, ma solubile nell'acqua fredda, il quale ha per formula $3MgO,BO^3+10Aq$.

Facendo bollire l'idrato o il carbonato di magnesia in una soluzione satura di acido borico, si ottiene un liquido, il quale coll' evaporazione produce delle croste cristalline d' un sale, che contiene $MgO,3BO^3+8Aq$.

Negli strati di gesso presso Luneburg, occorre cristallizzato in cubi o in forme dello stesso sistema, un minerale che si chiama *boracite*, ed ha per formula $3MgO+4BO^3$.

Borato di manganese $= MnO+2BO^3$ — Si ottiene precipitando col borace la soluzione di un sale di manganese. È una polvere bianca ed insolubile nell' acqua, ma solubile nelle soluzioni de'sali di magnesia.

Borato d'uranio — È un composto instabile, di color verde grigiastro, che si ottiene precipitando col borace una soluzione di cloruro di uranio.

Borato di ferro $= FeO+2BO^3$ — Si precipita quando si versa una soluzione di borace in una soluzione di solfato di ferro. L'acqua, lo decompone.

Borato di sesquiossido $= Fe^2O^3+3BO^3$ — È una polvere gialliccia ed insolubile, la quale esposta all' azione del fuoco, divien bruna, e ad un alta temperatura si fonde e si vetrifica.

Borati di rame — Precipitando la soluzione d' un sale di rame col borato neutro, o col biborato di soda, si ottiene un sale di rame sotto forma di polvere di color verde pallido insolubile nell' acqua, ma solubile negli acidi, e fusibile al fuoco in un vetro verde ed opaco. Rose riguarda tale prodotto come una combinazione di borato e idrato di rame; ma i rapporti che si deducono dalle formule di questo Chimico so-

no così strani, e così variabili a seconda che si adoperano liquidi caldi o freddi, concentrati o diluiti, a seconda che si lavano o non si lavano i precipitati prima di disseccarli, che dimostrano doversi riguardare i prodotti ottenuti col metodo anzidetto, piuttosto come miscugli accidentali, che come composti a proporzioni definite.

Borato di piombo — L'acido borico e l'ossido di piombo si fondono insieme in ogni proporzione, secondo le osservazioni di Faraday. Il sale che si ottiene precipitando una soluzione di nitrato di piombo col borace è una polvere bianca, che colla fusione si trasforma in un vetro del tutto trasparente. Il borato neutro è talmente fusibile, che si rammollisce di già nell' acqua bollente. Il biborato è meno fusibile e più duro. Il triborato è anche meno fusibile, e possiede la durezza del cristallo ordinario. Faraday con un miscuglio di borato e di silicato di piombo prepara una specie di vetro, che questo Fisico riguarda come il più adattato per la costruzione degli strumenti ottici.

Secondo Rose, i prodotti che si ottengono precipitando una soluzione di nitrato di piombo con borato neutro o con biborato di soda, sono delle combinazioni di borato e idrato di piombo, la cui proporzione relativa varia a seconda di un'infinità di circostanze. Le formule con cui questo Chimico rappresenta la composizione di tali prodotti non offrono veruna probabilità, e però ci asterremo dal farne menzione.

Borato d'argento $= AgO+BO^3$ — Si ottiene versando una soluzione di borace in una di azotato d'argento neutro. Il borato si precipita in polvere cristallina e pesante. Rose ha osservato che se la soluzione di borace è molto diluita, p. es. se contiene una parte di sale per 30 o 40 d'acqua, in tal caso si precipita dell'ossido d'argento puro.

Borato di mercurio — Il solo metodo con cui si è riuscito combinare l'acido borico col protossido di mercurio consiste a triturare insieme le due sostanze allo stato solido ed a riscaldare il miscuglio; l'ossido in tal caso scaccia l'acqua dell' acido borico, e forma un composto fuso. Con tal metodo peraltro è impossibile di preparare un composto a proporzioni determinate, mentre è chiaro che la composizione del prodotto dipende dalle proporzioni adoperate.

Borato di sottossido $= Hg^2O+2BO^3$ — Cristallizza in pagliuole risplendenti, tutte le volte che si evapora una soluzione mista di borace e di azotato di sottossido di mercurio.

SILICATI

Silicati di potassa — La potassa e l'acido silicico si combinano insieme in più proporzioni; ma nulla ancora di preciso si conosce intorno al numero ed alla composizione di questi silicati. Fondendo insieme in un crogiuolo d'argento una parte d'acido silicico con quattro d'idrato di potassa, si ottiene una massa fusa, che raffreddata lentamente, lascia solidificare in primo luogo una combinazione di acido silicico e potassa in cristalli iridati e solubili nell' acqua. In generale i silicati di potassa sono più o meno solubili nell'acqua, e tanto più facilmente per quanto

maggiore è la quantità di base che contengono. La soluzione vien decomposta da tutti gli acidi, i quali ne precipitano l'acido silicico allo stato gelatinoso, e lo stesso acido carbonico è capace di produrre una tale decomposizione.

Si conosce col nome di *vetro solubile* un composto, il quale non è altra cosa che silicato di potassa. Fuchs prepara il vetro solubile, facendo fondere un miscuglio intimo di 10 parti di carbonato di potassa, di 15 parti di quarzo ridotto in polvere fine, e di una di carbone in un crogiuolo d'argilla refrattaria, ad un calore molto elevato per sei ore. La silice si combina colla potassa, base del carbonato, e ne scaccia l'acido carbonico; il carbone giova per facilitare la separazione dell'acido carbonico trasformandolo in ossido di carbonio. La massa che si ottiene è un vetro bolloso, di color grigio nerastro, per il carbone che ritiene in eccesso, ed esposta all'aria, ne attira lentamente l'umidità, si screpola e diviene opaca. Quando vien trattata con acqua fredda, cede a questo liquido tutto il carbonato di potassa non decomposto che tuttavia contiene, e resta il silicato alcalino, il quale non si scioglie che nell'acqua bollente. La soluzione è di consistenza sciropposa, di sapore alcalino, ed evaporata a secco, lascia una sostanza vetrosa, trasparente e simile al vetro ordinario. Fuchs riconobbe che la soluzione acquosa di questo composto è un mezzo eccellente per preservare dall'incendio la carta, il legno, le tele e cose simili. Tale proprietà appartiene più o meno a tutti i sali fusibili, i quali coll'azione del calore diventano liquidi, ed in tale stato spandendosi sulla superficie degli oggetti, intercettano il contatto fra l'aria ed il corpo combustibile sottoposto.

Silicato di soda — Somiglia al sale di potassa, e si adopera agli stessi usi.

Silicato di barite — Fondendo ad un'alta temperatura un miscuglio di silice e carbonato di barite, si ottiene un silicato di barite bianco ed opaco, che è stato pochissimo esaminato.

Silicato di stronziana — Somiglia al precedente.

Silicato di calce — Versando dell'acqua di calce, ovvero un sale di calce in una soluzione di silicato di potassa, si precipita un silicato di calce in forma di polvere bianca, che non è stata ancora esaminata.

In natura esiste un composto cristallizzato di acido silicico e di calce, conosciuto in Mineralogia coi nomi di *Wollastonite* o di *tafelspath*. Si trova in massa bianca o gialliccia di aspetto perlato. La sua formula è $3CaO+2SiO^3$, e si può riguardare come un pirosseno, in cui tutti e tre gli equivalenti di base monossida sono costituiti dalla calce.

Silicato di magnesia $=MgO+SiO^3$ — Questo composto si trova spesso in natura, e costituisce la *steatite*. Nel regno minerale esistono inoltre i seguenti composti di magnesia ed acido silicico.

Peridoto — Sostanza minerale per l'ordinario di color verde di varie gradazioni, trasparente o traslucida, insolubile negli acidi ed infusibile alla fiamma del cannello. La sua composizione corrisponde alla formula $3MgO+SiO^3$. Le forme cristalline del peridoto appartengono al sistema del prisma rettangolare, e la sua giacitura più frequente è nel basalte.

In questo minerale la magnesia è spesso sostituita da altre basi monosside isomorfe con essa, come sono la calce, il protossido di ferro, quello di manganese ec.

Bronzite $= 3MgO + 2SiO^3$ — Specie di pirosseno, in cui tutta la base è costituita dalla magnesia. Cristallizza, come gli altri pirosseni, in forme appartenenti al prisma monoclino.

Silicati d'allumina — L'allumina e la silice non si combinano che con grandissima difficoltà, di modo che il composto richiede una temperatura altissima per prodursi, ed appena si rammollisce al fuoco dei migliori fornelli.

Nel regno minerale s'incontrano varii silicati d'allumina raramente isolati; ma il più delle volte combinati sia fra di essi, sia coi silicati delle altre basi.

Disteno o cianite — È un minerale composto essenzialmente di silice ed allumina, come indica la sua formula $= 3Al^2O^3 + SiO^3$. Questa specie si presenta in forma di lunghi cristalli compressi, con quattro o otto facce laterali, traslucidi, e di color turchino che passa talvolta al bianco, e talaltra al bigio, al giallo, al verde. Il disteno è insolubile, ed inattaccabile dagli acidi, e si rinviene disseminato nelle rocce cristalline antiche, e principalmente nel micascisto e nello steascisto.

Colla sostanza precedente ha una grandissima analogia di composizione il *topazio*, la cui formula è $3Al^2O^3 + 2SiO^2F$. Il topazio differisce dal disteno, perchè un equivalente di fluore vi sostituisce il terzo equivalente d'ossigeno dell'acido silicico. Si presenta cristallizzato in prismi rombici; il più delle volte di color giallo e trasparenti, durissimi, insolubili negli acidi ed infusibili alla fiamma del cannello ferruminatorio.

Le argille sono ancora de'silicati d'allumina, e sebbene siano state riguardate per molto tempo come semplici miscugli di allumina e di silice in proporzioni variabili, è dimostrato oggigiorno essere de'composti definiti, astrazion fatta dai corpi estranei che vi possono essere accidentalmente mescolati. L'argilla pura è un composto di silice, allumina ed acqua, che ritiene quest'ultima con tale affinità, che anche dopo d'essere stata arroventata, sviluppa tracce sensibili di umidità quando si riscalda ad una temperatura più elevata.

La più gran parte delle argille sono il prodotto della decomposizione delle rocce cristalline, e propriamente del feldispato, quantunque ve ne abbia di quelle che sembrano provenire dalla mica, dall'albite, dal labradoro, dal pirosseno e da altri minerali. Il feldispato, come appresso diremo, è un doppio silicato di potassa e di allumina, che sottomesso all'azione prolungata e simultanea dell'acqua e dell'acido carbonico dell'atmosfera, si decompone: la potassa convertita in carbonato, e la silice sono trasportate in soluzione dalle acque di pioggia, e resta un composto di silice, allumina ed acqua, che costituisce l'argilla pura. L'argilla scevra di corpi estranei, e soprattutto di ferro, si chiama *caolino*, e viene adoperata per fabbricare la porcellana. In quest'ultimo stato è bianca, opaca, dolce al tatto, tenera, ed aggrappa fortemente la lingua. Bagnata coll'acqua, produce una pasta tenace e plastica, la quale esposta

all' aria, si dissecca in apparenza, perdendo la più gran parte dell'acqua e restringendosi nel tempo stesso.

L' argilla agitata coll' acqua, vi resta facilmente sospesa a causa dell' estrema tenuità delle sue particelle. Per tal ragione ne'diversi cambiamenti cui soggiacque la superficie del globo, venne spesse volte trasportata da un luogo in un altro ; e però abbonda ne' terreni che si formarono in seno dell' acqua, ove si depositò insieme alle altre sostanze che sogliono accompagnarla. Tra queste le più ovvie sono la sabbia quarzosa, il silicato di potassa sfuggito all' azione decomponente dell' acqua e dell'acido carbonico, il carbonato di calce, il silicato di ferro, il sesquiossido di ferro idrato, l' ossido di manganese, spesse volte la pirite e i detriti delle sostanze minerali ond' ebbe origine l' argilla, come mica, pirosseni e cose simili.

L' argilla pura, composta esclusivamente di silice ed allumina, regge senza fondersi alle più alte temperature che si possono ottenere co'mezzi ordinarii ; ma se contiene potassa , calce , ossido di ferro o altre basi , diviene fusibile in modo, che non si può adoperare per la fabbricazione de' crogiuoli e de' mattoni , di cui si fa uso per la costruzione de' fornelli. Si conosce che un' argilla contiene carbonato di calce , quando trattata cogli acidi produce una viva effervescenza. Le *marne* che presentano questo carattere ad un alto grado, sono delle mescolanze di argilla con una forte proporzione di carbonato calcare. Il sesquiossido di ferro idrato segue quasi sempre l' argilla, e talvolta vi si trova in quantità tale , che la colora in giallo di ruggine. Il silicato di protossido di ferro non vi manca quasi mai, e comunica all' argilla una tinta verdognola. Col riscaldamento il protossido di ferro passa allo stato di sesquiossido , e per questa ragione l' argilla diventa di color rosso colla cottura.

Silicato di glucina $= G^2O^3 + SiO^3$ — È un minerale rarissimo, che finora è stato trovato soltanto in Siberia, ed ha ricevuto dai Mineralogi il nome di *fenachite*. Cristallizza in romboedri ottusi, durissimi, trasparenti e senza colore.

Silicati di manganese — Si conoscono tre composti naturali di protossido di manganese e acido silicico:

1. Tefroite $= 3MnO + SiO^3$ — Corrisponde per la sua composizione al peridoto , in cui la magnesia che quest' ultimo contiene , trovasi sostituita dal protossido di manganese.

2. Rodonite $= 3MnO + 2SiO^3$ — Costituisce un minerale che raramente si trova cristallizzato; ma il più delle volte si presenta in masse compatte di un bel color roseo. Ciò non ostante l'inclinazione de'due piani di clivaggio è precisamente quella che si osserva ne'pirosseni , di cui possiede inoltre la composizione. Questo minerale è per conseguenza una specie di pirosseno , in cui la base è costituita esclusivamente dall'ossido di manganese.

3. Si conosce ancora un altro silicato naturale di manganese, il quale è nero , ed ha per formula $(3MnO,SiO^3) + 3Aq$.

Silicato di ferro $= 3FeO + SiO^3$ — Questo composto si ottiene co-

me prodotto secondario durante la raffinazione della ghisa, ed ha origine dall'ossidazione simultanea del ferro e del silicio. Il più delle volte si presenta sotto forma di scorie; ma talvolta occorre in cristalli di color grigio. Questo sale si fonde facilmente per l'azione del fuoco; gli acidi lo decompongono disciogliendo l'ossido, e lasciando l'acido silicico allo stato gelatinoso.

Silicati di zinco — Se ne ammettono tre:

1. Williamite $= 3ZnO+SiO^3$ — Sostanza cristallizzata in prismi esagoni.

2. Mancianite $= ZnO+SiO^3$ — Questo minerale è stato trovato in Toscana a Manciano presso Campiglia, d'onde è tratto il suo nome. Si presenta in masse fibrose e risplendenti di color nero.

3. Calamina — È una sostanza bianca, vetrosa o litoide, attaccabile dagli acidi, infusibile e cristallizzata nel sistema del prisma rettangolare. Ha la stessa composizione della Williamite; ma oltre l'ossido di zinco e l'acido silicico, contiene dell'acqua in proporzioni variabili.

Silicati di rame — L'acido silicico si combina tanto col sottossido quanto col protossido di rame: fondendo insieme acido silicico e sottossido di rame, si ottiene un vetro trasparente di color porporino bellissimo. Il silicato di protossido è verde, e si può ottenere collo stesso mezzo.

Nel regno minerale s'incontra, sebbene di raro, una sostanza cristallizzata in prismi esagoni trasparenti e di color verde bellissimo, la quale ha ricevuto il nome di *dioptasio* dai Mineralogi, e secondo l'analisi di Hess, ha per formula $3CuO,2SiO^3+3Aq$.

Nelle miniere di rame di Siberia è comunissimo un silicato di rame, che ha quasi la stessa composizione del precedente; ma ne differisce perchè contiene 6 equivalenti d'acqua, invece di 3, e si presenta sempre in masse amorfe di color verde pallido, conosciute col nome di *malachite silicica*. Berthier ha analizzato un minerale proveniente dagli Stati Uniti d'America, e vi ha trovato l'acido silicico e l'ossido di rame nello stesso rapporto; ma vi erano inoltre 12 equivalenti d'acqua.

Silicato di piombo — L'ossido di piombo e l'acido silicico si fondono insieme in ogni proporzione, e formano de'vetri più o meno colorati in giallo e trasparenti. La fusibilità del composto è in ragione della quantità dell'ossido di piombo che vi si contiene.

Il silicato di piombo entra nella composizione di varie specie di cristallo e della vernice delle stoviglie. Gli acidi diluiti non vi hanno azione, ma gli acidi concentrati lo decompongono tanto più facilmente, per quanto maggiore è la quantità di base che contiene. Per tal ragione nell'analisi dei silicati alcalini si adopera talvolta l'ossido di piombo come fondente. L'ossido di piombo decompone di fatto tutti i silicati per mezzo del riscaldamento, e se è in grande eccesso, il silicato prodotto si discioglie nell'acido azotico, senza lasciar residuo.

I silicati di argento, di mercurio, di palladio ec. non sono ancora conosciuti.

SILICATI DOPPI

I silicati semplici di cui si è già fatto menzione, combinandosi frequentemente gli uni cogli altri formano de' sali doppi. L'insolubilità di tali composti non ci permette di prepararli nei nostri laboratorii, come facciamo per altri composti minerali, che sono solubili o facilmente fusibili. Essi si formarono, per la maggior parte, durante il lento e tranquillo raffreddamento di rocce fuse per azioni ignee, in cui la natura potè attuare delle condizioni di massa e di tempo, che a noi non è dato di riprodurre, e siamo perciò costretti a studiarne i caratteri sopra i saggi che la natura ci presenta belli e formati. Un tale esame forma l'oggetto d'una scienza speciale, qual'è la Mineralogia; quindi ci limiteremo a dare un cenno dei sali più importanti che fanno parte della famiglia estesissima de' silicati doppi.

Silicati di potassa e di allumina — Il minerale più diffuso di questa composizione è una specie di *feldispato*, che si distingue dagli altri col nome di *ortosa*. È una sostanza abbondantissima nel regno minerale, mentre vi sono delle rocce esclusivamente composte da questo minerale, e fa parte di quasi tutte quelle, che si chiamano da Geologi *rocce cristalline*. La composizione del feldispato ortosa è tale, che se al silicio in esso contenuto si potessero surrogare delle quantità equivalenti di solfo, esso si troverebbe convertito in allume anidro, come chiaramente si deduce dalla sua formula $(KO+SiO^3)+(Al^2O^3+O^33Si)$.

I cristalli di questo minerale appartengono al sistema del prisma monoclino. È vetroso o litoideo, di color bianco nelle varietà pure, e di color vario per il miscuglio di altre sostanze, fusibile alla fiamma del cannello, ed insolubile negli acidi.

Un silicato di potassa e di allumina è pur anche l' *amfigeno* o *leucite*, minerale abbondantissimo nelle lave del Vesuvio e di altri vulcani, che cristallizza in trapezoedri, ed ha per formula $3(Al^2O^3+2SiO^3)+(3KO+2SiO^3)$.

Silicati di soda e di allumina — Varii composti di questa natura si trovano cristallizzati nel regno minerale, i principali sono:

Albite, o feldispato a base di soda $= NaO,SiO^3+Al^2O^3,3SiO^3$.

Analcime, che ha la stessa composizione dell' amfigeno, e cristallizza allo stesso modo, ma oltre i componenti dell'amfigeno, contiene ancora dell'acqua di cristallizzazione, e la potassa vi è sostituita dalla soda. La sua formula è $3(Al^2O^3,2SiO^3)+(3NaO,2SiO^3)+6Aq$.

Nefelina, sostanza cristallizzata in prismi esagoni regolari abbondante nei terreni vulcanici, e soprattutto nella dolomite della Somma. Ha per formula $(2NaO,SiO^3)+2(Al^2O^3,SiO^3)$.

Mesotipo, sostanza bianca, cristallizzata in prismi rombici della formula $Al^2O^3,SiO^3+NaO,SiO^3+2Aq$.

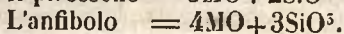
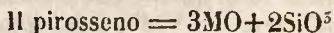
Fra' doppi silicati di basi monosside e sesquiosside, uno de' gruppi più importanti è quello de' *granati*, la cui formula generale è $3MO,M^2O^3+2SiO^3$. I tre equivalenti di base monossida sono rappresentati dalla

calce, dalla magnesia, dal protossido di ferro e da quello di manganese, soli o riuniti insieme. L'equivalente di base sesquiossida è l'allumina, il sesquiossido di ferro, e talvolta il sesquiossido di cromo.

Il granato è un minerale vetroso o litoideo, di color vario, e variamente traslucido o opaco, difficilmente solubile negli acidi, e fusibile al cannello. Cristallizza d'ordinario in rombododecaedri o in trapezoedri, ed è comune in quasi tutte le rocce di origine ignea.

Silicati misti di calce, magnesia, ferro, manganese — I silicati di queste basi sono abbondantissimi nel regno minerale ed isomorfi, quando l'acido e la base si trovano combinati nello stesso rapporto atomico. Per questa ragione raramente occorrono isolati; ma il più delle volte due, tre ed anche quattro di essi si trovano riuniti nello stesso cristallo, senza che per questo resti cambiata la forma cristallina, come in generale si osserva coi sali isomorfi.

Volendo farsi una giusta idea di tali composti, è d'uopo fare astrazione della natura della base che è combinata coll' acido silicico, ed aver riguardo soltanto all'invariabilità del rapporto che esiste tra l'acido e la base. Partendo da questo dato, si possono distinguere due gruppi principali di composti appartenenti a questa famiglia:

Il pirosseno $= 3MO + 2SiO^3$
L'anfibolo $= 4MO + 3SiO^3$.

MO esprime un equivalente di ossido di calcio, di magnesio, di ferro, di manganese indistintamente, ovvero un miscuglio di essi in tutte le proporzioni immaginabili, purchè peraltro, presi insieme, rappresentino esattamente un equivalente di base monossida.

1° Sotto il nome di pirosseno vanno compresi molti minerali di apparenza variabilissima, diversi per la natura de' componenti; ma formati tutti dalla combinazione di 3 equivalenti di base monossida con un equivalente di silice. Tutte le specie di questo gruppo cristallizzano nel sistema del prisma monoclino, ed hanno un colore che varia tra il bianco, il giallo, il verde, ed il nero. Alla fiamma del cannello si fondono, non sono alterate dagli acidi, e si rinvengono quasi in tutte le rocce di origine ignea.

2° L'anfibolo, che si avvicina moltissimo al pirosseno per la composizione e per quasi tutti i caratteri, cristallizza com' esso in forme appartenenti al sistema del prisma monoclino; ma l'inclinazione delle due facce di clivaggio è differentissima, dimodochè non è isomorfo col pirosseno. Rose ha osservato che l'anfibolo fuso ad un' altissima temperatura, prende solidificandosi la forma cristallina del pirosseno; dal che ha conchiuso che il pirosseno e l'anfibolo sono due stati dimorfi della stessa sostanza, come lo spato calcare e l'arragonite. Nondimeno tutte le analisi delle diverse specie di anfibolo fatte sinora conducono ad una formula che differisce da quella del pirosseno, e non permettono di confondere queste due specie. L'osservazione di Rose si potrebbe spiegare, ammettendo che durante la solidificazione i compo-

nenti dell'anfibolo si riuniscano, parte per formare i cristalli di pirosseno, e parte per dar luogo ad un altro silicato, la cui composizione sarebbe complementaria di quella dell'anfibolo.

I cristalli d'anfibolo sono ora bianchi, ora verdi, ora neri. Nel primo caso le basi monosside predominanti sono la calce e la magnesia, nel secondo e nel terzo il protossido di ferro. I cristalli bianchi prendono la denominazione speciale di *tremolite*, i verdi di *actinoto*, i neri quella di *orniblenda*.

Vetro — Si dà questo nome ad un composto duro, trasparente fragile, insolubile nell'acqua, e fusibile ad un certo grado di calore, formato di silicati a base di potassa o di soda, combinati coi silicati di calce e di ossido di piombo. Questi composti si trovano spesse volte combinati in proporzioni atomiche, come i silicati che s'incontrano nel regno minerale. Qualche volta ancora vi si contiene del silicato di allumina, di ferro, ec.

Le sostanze colle quali si fabbrica il vetro sono la sabbia quarzosa, il carbonato di soda o di potassa, la calce viva, o in sua vece il carbonato di calce. La soda, anche quando è del tutto pura, produce un vetro leggermente colorato in verde o in azzurro. La potassa al contrario dà un prodotto assai meno fusibile del vetro di soda, privo di colore, e però più pregiato.

Il vetro comune è ordinariamente un doppio silicato di calce e di soda, che ha una tinta verdastra più o meno intensa. Il vetro verde deve talvolta il suo colore non solo al silicato di soda, ma eziandio ad un poco di silicato di protossido di ferro che vi si contiene. Il colore prodotto da quest'ultima sostanza si può togliere agevolmente aggiungendo al vetro fuso un poco di biossido di manganese, il cui ossigeno trasformando il protossido di ferro in sesquiossido, produce un vetro scolorito o appena colorato in giallo. Bisogna per altro badar bene di non adoperare più ossido di manganese che non occorre per trasformare il ferro in sesquiossido, mentre se si eccedesse nella dose, si otterrebbe un vetro colorato in violaceo dal sesquiossido di manganese. I vetri più pregiati sono il *vetro di Boemia* ed il *crown-glass*. Ambi questi composti sono de'doppi silicati di potassa e di calce a proporzioni definite. Il vetro di Boemia si può rappresentare colla formula $(KO,2SiO^3)+(CaO,2SiO^3)$, la quale indica una combinazione di bisilicato di potassa con bisilicato di calce. Il crown-glass, secondo l'analisi di Dumas, ha una composizione che non si allontana gran fatto dalla formula $3KO,3CaO+8SiO^3$.

Il cristallo è una qualità di vetro del tutto scolorita, più pesante e più fusibile del vetro ordinario, la quale consiste in un doppio silicato a base di potassa e di ossido di piombo, e si ottiene facendo fondere un miscuglio di sabbia quarzosa, carbonato di potassa e minio. Questi ingredienti debbono esser ben puri ed esenti da ossidi metallici, i quali darebbero un prodotto piu o meno colorato. Il *flint-glass* è la specie di cristallo più pregiata, perchè più trasparente, più scolorita e più omogenea delle altre. Contiene eziandio maggior qualità di piombo, circo-

stanza che rende tale composto così fusibile, che non viene adoperato ad altro uso che per la costruzione degli strumenti ottici.

Quando si riscalda il vetro alla temperatura del calor rosso intenso, esso si fonde ; ma il grado di calore che necessita per la fusione, varia a seconda della composizione del vetro. Le basi, e soprattutto l'ossido di piombo , ne aumentano la fusibilità : la silice al contrario la diminuisce. Quindi la composizione del vetro suol essere modificata a seconda dell' uso a cui si destina. Vi ha talune specie di vetro che sono facilmente attaccate dagli acidi , e talvolta ancora dall'acqua bollente , la quale discioglie un poco di silicato alcalino. Di questo numero sono specialmente i vetri abbondanti di alcali , che non si possono adoperare per le sperienze di chimica. Spesse volte ancora il vetro si appanna e diviene grigiastro quando si riscalda in contatto di corpi riduttori , come sono l' idrogeno, il carbone ec. Questa qualità di vetro prova la stessa alterazione tutte le volte che viene riscaldata alla fiamma interna, e però non si può lavorare al cannello. L'opacamento in esame dipende dall' ossido di piombo, che per l'azione dell' idrogeno carbonato della fiamma si riduce allo stato metallico.

Il vetro tenuto per molto tempo alla temperatura del calor rosso, senza fonderlo , diviene opaco , soffre delle notabili alterazioni nelle sue proprietà , e si trasforma in quella sostanza che chiamasi *porcellana di Reamur*. La porcellana di Reamur è molto dura , sicchè segna il vetro ordinario , e scintilla coll'acciarino : è meno fusibile del vetro , e possiede una tessitura cristallina.

ALLUMINATI

Alluminati d'acqua — Si trovano in natura varii minerali , che si possono considerare come altrettanti composti salini , in cui l'acqua fa le veci di base , l' allumina quelle di acido. Mi limiterò ad accennare due sole specie, che per la costanza e semplicità della loro composizione , si possono riguardare come composti definiti.

Diasporo $= HO+Al^2O^3$ — È un minerale laminoso , ed insolubile negli acidi. Esposto all'azione del calore decrepita , sviluppa vapor di acqua , e lascia un residuo di allumina.

Gibsite $= 3HO+Al^2O^3$ — Sostanza amorfa , che si presenta in masse mammellonari di color bianco verdiccio , e solubili negli acidi. Col riscaldamento sviluppa acqua, e lascia un residuo infusibile di allumina anidra.

Alluminato di potassa $= KO,Al^2O^3+3Aq$ — Si può preparare questo sale , secondo Fremy, disciogliendo nella potassa caustica l'allumina precipitata da una soluzione d' allume per mezzo del carbonato di potassa , o anche facendo fondere l'allumina coll'idrato solido di potassa in un crogiuolo d'argento. In ambi i casi , evaporando la soluzione sotto il recipiente della macchina pneumatica , arrivata che è ad un certo grado di concentrazione , lascia depositare de' cristalli duri e ri-

splendenti, i quali hanno la composizione sopraindicata. Il sale così ottenuto ritiene sempre un poco della soluzione alcalina in cui ebbe luogo la cristallizzazione; ond'è che bisogna ridiscioglierlo in una piccola quantità di acqua, e farlo cristallizzare una seconda volta.

L'alluminato di potassa è bianco, solubilissimo nell'acqua, insolubile nell'alcole, e di sapor caustico. Le sue reazioni sono alcaline, e trattato con una gran quantità d'acqua si decompone in allumina che si precipita quasi pura, ed in alluminato con eccesso di base, che resta disciolto nel liquido.

Alluminato di soda — Si forma nelle stesse condizioni in cui ha origine quello di potassa, ma cristallizza con maggior difficoltà.

Con questi due sali si possono ottenere per doppia decomposizione gli altri alluminati, i quali sono tutti insolubili.

Alluminato di calce — Per preparare questo sale, si comincia dal versare della potassa caustica in una soluzione di cloruro d'alluminio, finchè il precipitato prodotto da principio siasi intieramente ridisciolto nel liquido alcalino; indi vi si aggiunge una soluzione di cloruro di calcio, che determina la produzione d'un alluminato di calce in forma di precipitato bianco e gelatinoso, del quale peraltro s'ignora la composizione.

Alluminato di magnesia $= MgO+Al^2O^3$ — È conosciuto dai Mineralogi col nome di *rubino spinello* o *spinello rosso*. La forma cristallina di questo minerale è l'ottaedro regolare, spesso combinato con altre forme del sistema cubico. Lo spinello rosso è trasparente, insolubile negli acidi, infusibile al cannello, e dopo il diamante ed il corundon, è il più duro de' corpi conosciuti.

Alluminato di ferro $= FeO+Al^2O^3$ (pleonasto) — Sostanza ordinariamente nera ed opaca, cristallizzata in ottaedri regolari, che ha tutti i caratteri della specie precedente, meno il colore. Quasi sempre una porzione di base vi è sostituita dalla magnesia.

Alluminato di zinco $= ZnO+Al^2O^3$ (gahnite) — Cristallizza in ottaedri regolari, traslucidi e di color turchiniccio. Per tutto il resto somiglia alle due specie precedenti. D'ordinario una porzione d'ossido di zinco vi è sostituita dal protossido di ferro.

Alluminato di glucina $= G^2O^3+3Al^2O^3$ (cimofane, crisoberillo) — È una sostanza gialla e trasparente, cristallizzata nel sistema del prisma rettangolare, infusibile, ed insolubile negli acidi.

CROMATI

Cromato di potassa $= KO+CrO^3$ — Cristallizza in prismi rombici di color giallo cedrino, solubili nel doppio peso d'acqua, e dotati di reazione alcalina. Versando dell'acido cromico, solforico, o nitrico in una soluzione concentrata di questo sale, si forma immediatamente un precipitato rosso e cristallino di bicromato. L'acido idroclorico aggiunto ad una soluzione di cromato di potassa, lo decompone coll'aiuto del calore, formando cloruro di potassio e sesquicloruro di cromo, che co-

lora il liquido in verde, e nel tempo stesso si sviluppa una gran quantità di gas cloro.

Altravolta questo sale preparavasi calcinando un miscuglio di nitro e di *ferro cromato.* Oggigiorno si ottiene molto più economicamente, facendo arroventare il minerale in contatto del carbonato di potassa in un forno a riverbero ; in questo processo l'ossidazione è prodotta da una corrente d'aria, che si fa passare nel forno, e per meglio favorire l'assorbimento dell'ossigeno, si aggiunge al miscuglio della calce, la quale rendendo la massa più porosa, permette all'aria di penetrarvi più facilmente, e per conseguenza accelera la trasformazione del sesquiossido di cromo in acido cromico. Liscivando la massa nell'acqua calda, il cromato di potassa prodotto ed il carbonato impiegato in eccesso si disciolgono , la calce e l'ossido di ferro restano invece allo stato insolubile. Per conseguenza si filtra la soluzione , si satura il carbonato di potassa con acido solforico, e si evapora il liquido, finchè sia in istato di cristallizzare. Se invece del cromato neutro , si ha in mira di ottenere il bicromato , basta versare nella soluzione concentrata del cromato neutro dell'acido solforico in quantità sufficiente a saturare la metà della base : il bicromato, essendo molto meno solubile nell'acqua del cromato, si precipita in polvere cristallina di color rosso ranciato , che disciolta nell' acqua bollente, cristallizza col raffreddamento del liquido in grossi prismi di color rosso.

Versando una soluzione di protocloruro di mercurio in una soluzione di cromato neutro di potassa, si forma un precipitato di color rancione , che ha per formula $3HgO+CrO^3$, e costituisce un cromato basico di mercurio. Se si evapora la soluzione dopo di averla filtrata , si ottengono de'cristallini rossastri solubilissimi , che sono una combinazione di protocloruro di mercurio e cromato di potassa : la formula di tali cristalli è $KO,CrO^3+2HgCh$.

Se si disciolgono nell'acqua equivalenti eguali di cromato di potassa e di cianuro di mercurio , si ottiene una combinazione delle due sostanze adoperate , la cui composizione , dedotta dalle analisi di Rammelsberg e da quelle di Darby , è rappresentata dalla formula $2(KO+CrO^3)+3Hg(C^2Az)$.

Bicromato $=KO+2CrO^3$ — Ha un color rosso aranciato intenso, cristallizza in tavole rettangolari , è sempre anidro , e si scioglie in dieci volte il suo peso d'acqua. Riscaldato in contatto delle sostanze organiche , si decompone parzialmente : l'acido in eccesso cede ossigeno agli elementi del corpo organico , e si trasforma in ossido di cromo che si precipita ; mentre nella soluzione riman disciolto del cromato neutro. Questa stessa decomposizione ha luogo, e con maggior rapidità, quando al miscuglio si aggiunge un acido energico, come p. es. l'acido solforico; ma in tal caso tutto l'acido cromico si trasforma in ossido di cromo, che si combina coll'acido adoperato. La soluzione di bicromato di potassa assorbe facilmente il biossido d'azoto, ed il suo colore diviene più cupo da principio; ma più tardi s'intorbida e deposita un precipitato bruno, che non è altro che il cromato di sesquiossido di cromo$=Cr^2O^3+CrO^3$;

nel tempo stesso si forma del nitrato di potassa, che resta disciolto nel liquido.

Se si discioglie nell'acqua del bicromato di potassa e del protocloruro di mercurio nel rapporto di un equivalente ad un equivalente, si ottiene una combinazione di questi due corpi scoperta da Millon, e rappresentata da questo Chimico colla formula $KO,2CrO^3+HgCh$. Tale composto cristallizza in prismi rombici di un bel color rosso; coll'azione del riscaldamento si decompone, ed il protocloruro di mercurio si volatilizza, lasciando per residuo il bicromato di potassa inalterato. L'alcole anidro e l'etere lo decompongono, in protocloruro di mercurio che si discioglie, ed in bicromato di potassa.

Bicromato di cloruro di potassio $= KCh+2CrO^3$ — Peligot scoprì il fatto singolare che l'acido cromico si combina con varii cloruri metallici, i quali sembrano far le veci degli ossidi corrispondenti.

Il composto di acido cromico e cloruro di potassio si prepara facendo bollire per qualche istante una soluzione di bicromato di potassa con acido idroclorico. Col raffreddamento del liquido il sale cristallizza in prismi rettangolari dello stesso colore del bicromato, che l'acqua decompone in bicromato di potassa ed in acido idroclorico. I cloruri di sodio, di calcio, di bario ec. formano coll'acido cromico dei sali cristallizzati d'una composizione analoga.

Cromato di soda $= NaO,CrO^3+10Aq$ — Si ottiene calcinando l'ossido di cromo col doppio del suo peso d'azotato di soda, trattando il prodotto con acqua, filtrando ed evaporando la soluzione. Il liquido raffreddato a 0°, produce de' cristalli deliquescenti, di color giallo pallido, trasparenti ed isomorfi con quelli del solfato di soda. Si fonde al solo calore della mano, ed evaporando il sale fuso alla temperatura di 30°, si deposita il sale anidro, ma senza cristallizzare.

Cromato d'ammoniaca $= AzH^4O+CrO^3$ — Cristallizza in aghi gialli e sottili. Riscaldato si decompone con produzione di luce, lasciando del sesquiossido di cromo per residuo.

Bicromato $= AzH^3+2CrO^3$ — Se si satura parzialmente con ammoniaca dell'acido cromico, si ottiene un corpo cristallizzato, al quale Darby attribuisce la formula precedente. Sebbene questo sale non contenga acqua combinata, circostanza che lo distingue dagli altri sali d'ammoniaca, possiede ciò non ostante tutte le reazioni de'sali di questa base; difatti in contatto della potassa sviluppa vapori ammoniacali, e versando del bicloruro di platino nella sua soluzione, si precipita del cloroplatinato d'ammoniaca.

Cromato di barite $= BaO+CrO^3$ — Si ottiene in polvere di color giallo pallido, precipitando un sale di barite solubile col cromato di potassa. Questo sale, sebbene insolubile nell'acqua, si discioglie tanto nell'acido azotico, quanto nell'acido cromico.

Cromato di stronziana $= SrO+CrO^3$ — È un precipitato di color giallo pallido, solubile in un eccesso di acido cromico.

Cromato di calce $= CaO+CrO^3$ — È un sale solubilissimo nell'ac-

qua, che cristallizza in pagliuole cristalline di color giallo bruno, e di lucentezza setacea.

Cromato di magnesia $= MgO,CrO^3 + 7Aq$ — È solubilissimo, e produce cristallizzando de' grossi prismi di color giallo di topazio, trasparenti, ed isomorfi col solfato di magnesia. Questi cristalli esposti nel vuoto, perdono 2 equivalenti d'acqua, lasciando un composto definito che racchiude 5 equivalenti d'acqua di cristallizzazione.

Cromato di manganese $= 2MnO,CrO^3 + 2Aq$ — Mescolando una soluzione di solfato neutro di manganese con una di cromato di potassa, se i liquidi sono abbastanza diluiti, non si forma nessun precipitato sulle prime; ma più tardi la soluzione diventa di color ranciato carico, e si forma un deposito cristallino di cromato basico di manganese. Il sale così ottenuto è di colore amaranto scuro se si guarda per trasparenza, e si discioglie compiutamente nell' acido azotico o solforico, producendo una soluzione di colore aranciato.

Cromato d'allumina $= Al^2O^3,CrO^3 + 7Aq$ — Si prepara facilmente versando del bicromato di potassa in una soluzione di allume ordinario, e lavando bene con acqua il precipitato che si forma. Il cromato d'allumina si discioglie nell'acido acetico e nell'ammoniaca, come pure in un eccesso di soluzione d' allume.

Cromato di cromo $= 3Cr^2O^3,2CrO^3 + 9Aq$ — Si ottiene facilmente, versando del cromato neutro di potassa in una soluzione di allume di cromo, raccogliendo il precipitato che si forma, e lavandolo sopra un filtro, finchè l'acqua delle lavature passi scolorita.

È una sostanza di color bruno, insolubile nell' acqua, solubile nell' acido idroclorico, che colora in verde. Gli alcali lo decompongono in sesquiossido di cromo, ed in acido cromico, che si combina coll'alcali adoperato.

Cromato di nichelio $= 4NiO,CrO^3 + 6Aq$ — Si ottiene mescolando due soluzioni bollenti, l'una di bicromato di potassa, l'altra d'un sale neutro di nichelio: il cromato basico di nichelio si precipita in polvere di color di tabacco, senza indizio di cristallizzazione. Questo sale trattato coll' ammoniaca, si converte in una polvere cristallina di color verde giallastro $= NiO,CrO^3 + 3AzH^3 + 4Aq$.

Disciogliendo nell' acido cromico il carbonato di nichelio, si forma un bicromato. Il sale neutro non è stato ancora ottenuto.

Cromato di cobalto $= 3CoO,CrO^3 + 4Aq$ — Si ottiene per doppia decomposizione come il sale precedente.

Cromato di zinco $= ZnO,CrO^3 + 7Aq$ — Questo sale si presenta in grossi cristalli di color giallo di topazio, isomorfi col solfato di zinco. È solubilissimo nell' acqua, e riscaldato si fonde nell' acqua di cristallizzazione. Il sale anidro si riscalda fortemente quando viene bagnato coll' acqua.

Trattando il carbonato di zinco coll'acido cromico, si forma un corpo giallo, cristallino, polveroso ed insolubile, che è un sale basico della formula $4ZnO,CrO^3 + 5Aq$. Disciogliendo questo cromato basico in una soluzione di acido cromico, si ottiene un cromato acido $= 2ZnO + 3CrO^3$,

il quale non cristallizza, e se si evapora la soluzione di questo sale, si precipita del cromato basico.

Cromato di rame $= CuO,CrO^3+5Aq$ — Cristallizza dalla sua soluzione convenientemente concentrata in cristalli verdi, trasparenti, ed isomorfi con quelli del solfato di rame. Il sale anidro è bianco; ma messo in contatto coll'acqua, si riscalda e diventa di color verde.

Quando si mescola una soluzione di cromato neutro di potassa con una di solfato di rame, si precipita un sale basico di color di ruggine. Se le soluzioni sono bollenti, il precipitato è di color cioccolatte, e secondo Malaguti e Sarzeau, contiene $4CuO,CrO^3+5Aq$, come il sale di nichelio corrispondente: nel liquido resta un cromato acido.

Cromato di piombo $= PbO+CrO^3$ — Si prepara per doppia decomposizione, precipitando l'acetato o l'azotato di piombo con una soluzione di cromato di potassa.

È insolubile nell'acqua, e di color giallo bellissimo. Col riscaldamento si fonde sulle prime, ed il suo colore si oscura; poi si decompone sviluppando ossigeno, e l'acido cromico si trasforma in sesquiossido di cromo. Secondo Marchand, la decomposizione di questo sale non è mai compiuta, per quanto fortemente si riscaldi; ma si arresta non appena si è sviluppata la metà dell'ossigeno che l'acido cromico potrebbe fornire, nella supposizione che si convertisse tutto in sesquiossido di cromo. Il residuo è una specie di doppio sale, che ha per formula $PbO,Cr^2O^3 +3PbO,2CrO^3$, e resiste senza decomporsi ulteriormente, all'azione di un'altissima temperatura.

In commercio è comunissima una materia colorante gialla, conosciuta col nome di *giallo di cromo*, della quale si fa gran consumo in pittura. Quest'ultima sostanza è un miscuglio di solfato di calce e di cromato di piombo.

Cromati di mercurio — Versando del cromato di potassa in una soluzione di azotato di mercurio, si precipita un cromato neutro di protossido di mercurio in polvere cristallina di color paonazzo scuro solubile negli acidi, ed un poco anche nell'acqua. Coll'azione del calore questo sale si decompone, sviluppando ossigeno e vapori di mercurio, e lascia un residuo di sesquiossido di cromo; tuttavia una piccola porzione del sale si sublima, senza decomporsi, in aghetti porporini.

Se invece di operare nel modo anzidetto, si versa del protocloruro di mercurio in una soluzione di cromato neutro di potassa in eccesso, si ottiene un precipitato di colore aranciato, che secondo le analisi di Millon confermate da Darby, è un sale tribasico $= 3HgO+CrO^3$.

Cromato di sottossido — Precipitando una soluzione di azotato di sottossido di mercurio con cromato neutro di potassa, si ottiene una polvere di color rosso di mattone, che secondo l'analisi di Gmelin e Godon, ha per formula $4Hg^2O+3CrO^3$. Se si fa bollire questo sale con un poco d'acido azotico diluito, esso si discioglie, e col raffreddamento della soluzione si deposita trasformato in cromato di protossido $= HgO +CrO^3$, mentre nel liquido resta disciolto del sesquiossido di cromo.

Cromato d'argento $= AgO+CrO^3$ — Si ottiene versando una so-

luzione di azotato d'argento in quella di cromato di potassa. È un precipitato di color porporino, che esposto alla luce divien bruno. Si discioglie nell'acido azotico, è fusibile per l'azione del fuoco, e decomponibile ad un'alta temperatura.

MANGANATI

MANGANATO DI POTASSA $= KO + MnO^3$ — Il metodo di preparazione e le proprietà di questo sale sono state descritte estesamente quando abbiamo trattato degli acidi del manganese (v. pag. 300), e per conseguenza non ci resta altro da aggiungere intorno a questo composto.

Quanto al manganato di soda, si prepara precisamente come quello di potassa, al quale somiglia inoltre per moltissime proprietà.

MANGANATO DI BARITE $= BaO + MnO^3$? — Si prepara calcinando l'azotato di barite col biossido di manganese, ovvero disciogliendo l'ossido di manganese ben polverizzato in un miscuglio fuso di clorato di potassa e idrato di barite. Trattando con acqua il prodotto, resta il sale di barite in polvere di color verde intenso, ed insolubile nell'acqua.

Gli altri manganati non sono ancora conosciuti.

OSSIMANGANATI

OSSIMANGANATO DI POTASSA $= KO + Mn^2O^7$ — Si ottiene disciogliendo nell'acqua il manganato di potassa, filtrando la soluzione per l'amianto, onde separarne il perossido di manganese precipitato, ed evaporando il liquido rosso, finchè cominci a cristallizzare. Se la soluzione fosse ancora un po' verdastra, perchè il manganato onde si è fatto uso conteneva un eccesso di alcali, basterebbe per decolorarla, saturare l'alcali libero con qualche goccia di acido azotico.

L'ossimanganato di potassa è isomorfo coll'ossiclorato della stessa base. I suoi cristalli hanno un color rosso così intenso, che guardati per riflessione, sembrano neri con riflesso verde metallico; ma la loro polvere è di color rosso porporino carico. Messi in contatto dell'acqua, vi si disciolgono immediatamente, comunicando al liquido un bellissimo color porporino. Basta la più piccola quantità di materia organica per decomporre questo sale, trasformandolo in biossido di manganese che si precipita, mentre il liquido si decolora.

Calcinando a rosso il sale cristallizzato, si sviluppa ossigeno, e resta un miscuglio di manganato di potassa e di biossido di manganese. I corpi combustibili decompongono con moltissima facilità questo sale. Alla temperatura di 160° il gas idrogeno riduce il suo acido allo stato di protossido di manganese. Mescolato col fosforo, esplode alla temperatura di 70°; col solfo a 177°.

OSSIMANGANATO DI SODA — Si ottiene come il sale di potassa, ma cristallizza con maggior difficoltà, ed i cristalli attraggono l'umidità dell'aria.

Ossimanganato di barite $= BaO + Mn^2O^7$? — Questo sale cristallizza in aghetti neri inalterabili all' aria.

Ossimanganato di magnesia — È un sale deliquescente.

Gli altri ossimanganati non sono stati ancora esaminati.

FERRATI

Ferrato di potassa — Il miglior metodo per ottenere la soluzione di questo sale, consiste nel precipitare il sesquicloruro di ferro con una concentrata soluzione di potassa in grande eccesso, e a far passare nel miscuglio una corrente di gas cloro. La potassa decomposta dal cloro, si converte in cloruro di potassio, e l' ossigeno nascente, incontrando il sesquiossido di ferro idrato, lo trasforma in acido ferrico. Bisogna per altro avvertire, che il ferrato di potassa, non potendo esistere che in presenza di un eccesso di alcali, bisogna di tanto in tanto disciogliere nel liquido qualche pezzo d'idrato di potassa, onde impedire che venga saturato dal cloro. Trascurando tale avvertenza, il ferrato primamente prodotto non mancherebbe di decomporsi, sviluppando torrenti di gas ossigeno.

La soluzione di ferrato di potassa ottenuta col metodo anzidetto, è di color rosso granatino. Versando nel liquido una soluzione concentrata di potassa, il ferrato divenuto insolubile nel liquido alcalino, si precipita in polvere nera. Volendo conservare il sale allo stato solido, bisogna prosciugarlo sopra un pezzo di porcellana porosa, ed appena è secco, rinserrarlo in un tubicino di vetro, che si chiude fondendone le estremità alla lampada. Se si lasciasse in contatto dell' aria, l'umidità atmosferica non mancherebbe di decomporlo.

Il ferrato di potassa è solubilissimo nell' acqua, alla quale comunica un bel color rosso traente al violaceo. Il sale disciolto si decompone spontaneamente in ossido di ferro, che si precipita, ed in gas ossigeno che si sviluppa. Questa decomposizione ha luogo appena si riscalda il liquido al calore dell'ebollizione. Gli acidi liberi decompongono questo sale, combinandosi colla potassa, e l' acido ferrico divenuto libero, si risolve immediatamente in sesquiossido di ferro ed in gas ossigeno. Le materie organiche si conducono con questo sale come col manganato di potassa: l' idrogeno ed il carbonio si ossidano, togliendo ossigeno all'acido ferrico, che trasformato in sesquiossido, si precipita.

Ferrato di soda — Si prepara come quello di potassa, ma non si può precipitare dalla sua soluzione, non essendo insolubile ne' liquidi fortemente alcalini. La soluzione del sale è di color rosso granatino, e presenta tutti i caratteri della soluzione di ferrato di potassa.

Ferrato di barite — Si prepara questo sale, precipitando il ferrato di potassa per mezzo del cloruro di bario o dell'azotato di barite. È una sostanza insolubile nell'acqua, e di un bel color rosso porporino. Questo ferrato è molto più stabile dei precedenti, forse a cagione della sua insolubilità: difatto si può far bollire coll'acqua, senza che venga decom

posto, e le materie organiche vi spiegano pochissima azione; per modo che si può comodamente gittarlo sopra un filtro di carta e lavarlo, senza che si alteri. Gli acidi energici lo decompongono, combinandosi colla barite e col sesquiossido di ferro, mentre si sviluppa ossigeno.

Gli altri sali di questo genere non sono stati ancora esaminati.

VANADATI

VANADATO DI POTASSA $= KO + VO^3$ — Lasciando all' evaporazione spontanea una soluzione di vanadato di potassa di consistenza sciropposa, il sale si rappiglia in massa cristallina, che poi diviene opaca. Il composto ottenuto si scioglie con lentezza nell'acqua fredda, più sollecitamente nell'acqua calda, ed esposto all'azione del fuoco si fonde.

Se nella soluzione del vanadato neutro si versa dell' acido acetico in quantità maggiore di quella che occorrerebbe per saturare la metà della base, e poi vi si aggiunge dell'alcole, si precipita un bivanadato. Quest'ultimo disciolto nell' acqua bollente e fatto cristallizzare, si presenta in larghe lamine di color rancione, risplendenti, poco solubili nell'acqua fredda, solubilissime nell'acqua bollente, la cui formula è $KO,2VO^3 + 3HO$.

VANADATO DI SODA $= NaO + VO^3$ — Il sale neutro somiglia intieramente al vanadato di potassa.

Il sale acido è più solubile del bivanadato di potassa, e produce grossi cristalli trasparenti di color rosso aranciato bellissimo. Questi cristalli contengono dell'acqua di cristallizzazione, ed esposti all'aria si effioriscono.

VANADATO D'AMMONIACA $= AzH^4O + VO^3$ — Questo sale s'ottiene facilmente, mettendo de'pezzi di sale ammoniaco in una soluzione di vanadato di potassa o di soda. Il vanadato d'ammoniaca comincia immediatamente a depositarsi in grani cristallini o in polvere bianca. Quando nulla più si precipita, si raccoglie il sale e si lava, prima con una soluzione di sale ammoniaco, nella quale è del tutto insolubile, ed in ultimo con alcole debole.

Il sale prosciugato a 20° o 30° si presenta in polvere bianca, mentre quello che è stato esposto a temperature maggiori, è di color giallo cedrino, ed ha perduto porzione della sua base. Si può depurare con ripetute cristallizzazioni, purchè si abbia l' avvertenza di aggiungere al liquido qualche goccia di ammoniaca, onde somministrare quella che il sale perde tutte le volte che si discioglie nell' acqua bollente. Nell' acqua fredda è pochissimo solubile; ma si scioglie in maggior quantità nell'acqua bollente, ed in quest'ultimo caso la soluzione si colora in giallo, anche quando il sale impiegato era perfettamente bianco. Tal cambiamento di colore, avendo luogo egualmente in vasi ermeticamente chiusi e quasi pieni di soluzione, non pare dipendere da uno sviluppo d' ammoniaca e dalla conseguente trasformazione del sale neutro in sale acido.

Si conosce ancora un bivanadato di ammoniaca in cristallini di color rosso aranciato carico, solubili nell' acqua ed insolubili nell' alcole. Si

ammette ancora un altro sale contenente maggior quantità di acido vanadico de' sali precedenti; ma sinora è pochissimo conosciuto. I vanadati d'ammoniaca, di cui abbiamo fatto menzione, mescolati con una infusione di noci di galla danno, secondo Berzelius, una qualità d'inchiostro eccellente, e per ogni rapporto preferibile all'inchiostro a base di ferro, che si usa comunemente; ma il vanadio è un metallo tuttora troppo raro per potersi adoperare a quest'uso.

Vanadato di barite $= BaO+VO^3$ — Nell'atto che si precipita è di color giallo e gelatinoso; disseccandosi diviene bianco e più denso. È un poco solubile nell'acqua, e riscaldato al calor rosso si fonde.

Versando una soluzione di cloruro di bario nel bivanadato di potassa, ed aggiungendo dell'alcole alla mescolanza, si precipita un bivanadato di barite in polvere gialla e cristallina, non molto solubile nell'acqua.

Vanadato di stronziana $= SrO+VO^3$ — È più solubile del sale di barite; ottenuto per doppia decomposizione, non si precipita immediatamente, ma cristallizza dopo un certo tempo in grani cristallini bianchi.

Il bivanadato di stronziana somiglia in tutto a quello di barite.

Vanadato di calce $= CaO+VO^3$ — Si ottiene evaporando a dolce calore una soluzione mista di azotato di calce e vanadato d'ammoniaca. È una sostanza salina bianca più solubile nell'acqua del sale di stronziana.

Il bivanadato si presenta in grossi cristalli di color rosso aranciato solubilissimi nell'acqua.

Vanadato di magnesia $= MgO+VO^3$ — È solubilissimo nell'acqua, e cristallizza dalla sua soluzione evaporata a consistenza sciropposa, in cristalli aghiformi disposti a raggi.

Il bivanadato è meno solubile del sale neutro, e coll'evaporazione spontanea produce delle lamine cristalline gialle, insolubili nell'alcole.

Vanadato di allumina $= Al^2O^3+3VO^3$ — È un precipitato giallo, pochissimo solubile nell'acqua.

Vanadato di manganese $= MnO+VO^3$ — Si ottiene precipitando con alcole una soluzione mista di vanadato di potassa e di protocloruro di manganese in leggiero eccesso. Il precipitato di color giallo di ruggine che si forma, dev'essere lavato con alcole e ridisciolto nell'acqua. La soluzione di questo sale è gialla, e coll'evaporazione spontanea produce de' cristalli di color bruno quasi nero.

Trattando il bivanadato di potassa col cloruro di manganese, e precipitando coll'alcole il miscuglio, si deposita il bivanadato di manganese. Questo sale si può ottenere in cristalli rossi, che hanno tutti gli altri caratteri del sale neutro.

Vanadato di ferro $= FeO+VO^3$ — È un precipitato di color bigio scuro. L'acido idroclorico lo discioglie in verde.

Il bivanadato si precipita in polvere di color verde carico, che divien bigia a capo di certo tempo, e prende un aspetto cristallino.

Vanadato di sesquiossido $= Fe^2O^3+3VO^3$ — Si conosce un sale neutro ed un bivanadato, che si ottengono precipitando una soluzione di sesquicloruro di ferro col vanadato o col bivanadato di potassa. Tali composti sono gialli entrambi, e pochissimo solubili nell'acqua.

Vanadato di zinco — Il sale neutro è bianco ed insolubile, anche nell' acqua bollente. Il bivanadato è solubilissimo e cristallizzato.

Vanadato di piombo $= PbO+VO^3$ — Si ottiene per doppia decomposizione in massa gelatinosa gialla, la quale col tempo si contrae e diventa bianca. Questo sale si fonde facilissimamente, e diviene di color giallo rossastro.

Il bivanadato è di un bel color giallo permanente.

Vanadato d' argento $= AgO+VO^3$ — Appena precipitato è giallo, ma dopo pochi minuti divien bianco.

Il bivanadato è di colore aranciato carico, ed alquanto solubile nell' acqua.

Vanadato di mercurio $= HgO+VO^3$ — È un precipitato di color giallo canarino, un poco solubile nell' acqua.

Il bivanadato è giallo e solubile.

TUNSTATI

Tunstato di potassa $= KO+WO^3$ — Disciogliendo l'acido tunstico in una soluzione bollente di potassa, il sale si precipita, coll' evaporazione in polvere bianca o in piccoli cristalli. Questo sale è solubilissimo nell' acqua e deliquescente; il suo sapore è bruciante ed alcalino.

Si conosce ancora un pentatunstato, che cristallizza in prismi ed ha per formula $KO,5WO^3+8HO$.

Tunstato di soda $= NaO+WO^3$ — I cristalli di questo sale, esposti all'aria non si alterano; hanno un sapore acre, e sono solubilissimi nell'acqua.

Esiste ancora un bitunstato di soda in cristalli lamellosi $= NaO,2WO^3+4\frac{1}{2}HO$, ed un quatritunstato cristallizzato in tavole $= NaO,4WO^3+3HO$.

Tunstato d'ammoniaca — Il sale neutro non è conosciuto. Il bitunstato cristallizza in pagliuole, come l' acido borico. Il tritunstato forma de' cristalli ottaedrici fusibili nell'acqua calda come il fosforo, ed aventi per formula $AzH^4O,3WO^3+5HO$. L' esatunstato cristallizza in lamelle $= AzH^4O,6WO^3+6HO$.

Tunstato di barite $= BaO+WO^3$ — È una polvere bianca ed insolubile nell' acqua.

Tunstato di stronziana — Somiglia in tutto a quello di barite.

Tunstato di calce$=CaO+WO^3$—Questo sale si trova in natura cristallizzato in quadratottaedri, e costituisce un minerale conosciuto col nome di *Scheelite*. Artificialmente si può ottenere senza difficoltà, mescolando soluzioni acquose di tunstato di potassa e di un sale di calce; ma il precipitato che in tal modo si ottiene è una polvere amorfa. Manross è riuscito ad ottenere un prodotto cristallizzato simile al composto naturale, tanto per la composizione, quanto per la forma cristallina, fondendo del tunstato di soda anidro in contatto del cloruro di calcio puro ed in eccesso, ad un moderato calor rosso, e liscivando la massa con acqua. Il residuo insolubile di tale operazione è costituito da una

specie di sabbia cristallina, risplendente e pesante, che osservata con una lente d'ingrandimento, e talvolta anche ad occhio nudo, apparisce formata da cristallini ottaedrici a base quadrata più o meno modificati da faccette secondarie.

Tunstato di magnesia = $MgO+WO^3$ — È solubile nell'acqua e cristallizzato.

Tunstato d'uranio = $2UO,WO^3+6Aq$ — È un precipitato bruno. L'acido idroclorico lo colora prima in azzurro, poi lo discioglie, producendo un liquido verde; l'acido solforico non vi ha azione.

Tunstato di tunsteno = WO^2+WO^3 — Quando l'acido tunstico viene ridotto parzialmente, si converte in un composto azzurro conosciuto in chimica col nome di *ossido azzurro di tunsteno*, che è una combinazione salina del biossido di tunsteno coll'acido tunstico. Questo composto si può ottenere in varii modi, come p. e. mettendo una lamina di zinco in una soluzione acida contenente dell'acido tunstico; o facendo passare del gas idrogeno sull'acido tunstico riscaldato a dolce calore, o finalmente calcinando il tunstato d'ammoniaca in una storta.

Il prodotto ottenuto coll'uno o coll'altro de'metodi indicati è una polvere di color azzurro d'indaco, che riscaldata in contatto dell'aria, si accende, assorbe ossigeno, e si converte in acido tunstico. Fatto digerire con una soluzione di potassa caustica, a poco a poco si discioglie, ossidandosi a spese dell'ossigeno dell'aria, e si converte in tunstato di potassa.

Il composto cristallizzato in cubi dell'aspetto dell'oro, che abbiamo descritto alla pag. 389 come una combinazione di soda e di biossido di tunsteno della formula $NaO+2WO^2$ secondo l'analisi di Wöhler, è stato riconosciuto in seguito di esperienze posteriori fatte da Wright, essere un doppio tunstato di soda e di ossido di tunsteno della formula NaO,WO^3+WO^2,WO^3.

Questo sale si può ottenere non solo col metodo di Wöhler, che abbiamo precedentemente descritto, ma anche secondo Wright, per mezzo di altri corpi riduttori, come sarebbero il fosforo, lo zinco, lo stagno. I migliori risultati si ottengono impiegando quest'ultimo metallo: a tal fine si fa fondere il bitunstato di soda in un crogiuolo di porcellana, e nella massa fusa si fanno cadere de'pezzetti di stagno, alla superficie de'quali non tardano ad apparire i cubi del sale in quistione.

Tunstato di rame = $CuO+WO^3$ — È un precipitato bianco ed insolubile.

Tunstato di piombo = $PbO+WO^3$ — S'incontra in natura, sebbene di raro, in cristalli semitrasparenti di color giallo bruno, che hanno la composizione indicata dalla formula precedente, e sono isomorfi con quelli del tunstato di calce naturale o Scheelite. Quello che si prepara artifizialmente è bianco, polveroso, insolubile, ed ha per formula $PbO+2WO^3$.

Tunstato d'argento — È bianco, polveroso ed insolubile.

Tunstato di mercurio — Versando una piccola quantità di tunstato di soda in una soluzione bollente di sublimato, si ottiene, secondo An-

thon, un precipitato bianco, polveroso e pesante$=3HgO+2WO^3$. Con un eccesso di tunstato alcalino si forma prima un precipitato giallo, poi un precipitato rosso, in ultimo un precipitato nero, de' quali s' ignora la composizione.

Se si precipita l' azotato di mercurio col tunstato di soda, si ottiene un precipitato bianco e polveroso$=2HgO+3WO^3$.

Tunstato di sottossido $= Hg^2O+WO^3$ — È un precipitato di color giallo, che prende una tinta più scura quando si dissecca ad un alto grado di calore.

Tunstato di ferro e di manganese — Nel regno minerale occorre non molto rara una sostanza cristallizzata conosciuta col nome di *wolfram*, che è un tunstato doppio di ferro e di manganese. La composizione di questo minerale appartiene al tipo generale rappresentato dalla formula $MO+WO^3$; ma la base invece di essere unica, come quella de' tunstati nativi di calce e di piombo, è doppia, cioè costituita dal protossido di ferro e da quello di manganese, le cui quantità relative sono esattamente complementarie. In altri termini il wolfram ha la composizione generale de'tunstati neutri, in cui l'ossigeno dell'acido è triplo di quello della base; ma quest'ultimo, invece di essere combinato ad un solo metallo, si trova ripartito tra il ferro ed il manganese.

Secondo un lavoro recente di Descloizeaux le forme cristalline del wolfram derivano da un prisma rombico monoclino, in cui l'inclinazione delle facce laterali sulla base è piccolissima, il che avea fatto credere per molto tempo che la sua forma fondamentale fosse un prisma rettangolare. Il colore di questo minerale è bruno quasi nero; lo splendore si avvicina a quello de'metalli; esposto alla fiamma del cannello si fonde; talvolta è magnetico, e la sua polvere si discioglie nell'acido idroclorico. Questo minerale è piuttosto abbondante, ond' è che ne' laboratorii chimici viene spesso impiegato per la preparazione dell'acido tunstico, de'tunstati e degli altri composti di tunsteno.

MOLIDDATI

Moliddati di potassa — Moliddato neutro $= 2(KO,MoO^3)+Aq$ — Si ottiene disciogliendo della potassa caustica nell'alcole a 95 centesimi, ed aggiungendo al liquido del trimoliddato a piccole porzioni per volta. Il miscuglio introdotto in una boccia, ed agitato di tanto in tanto, si divide ben presto in due strati: lo strato inferiore che ha una consistenza oleosa, separato dal superiore, agitato più volte coll'alcole, e finalmente lasciato evaporare sotto una campana accanto alla calce ed all'acido solforico concentrato, cristallizza dopo un certo tempo.

Il moliddato neutro di potassa si presenta in prismi quatrangolari troncati da 2 faccette; è solubilissimo nell' acqua, ma insolubile nell'alcole. Riscaldato perde l' acqua di cristallizzazione e si converte in una polvere bianca; ad un'alta temperatura si fonde, e raffreddandosi si rapprende in massa cristallina. Lasciato in contatto dell'aria, si liquefà, assorbe acido carbonico, e si trasforma a poco a poco in sale acido.

Trimoliddato = $KO,3MoO^3+3HO$ — Disciogliendo nell'acqua il sale $4KO,9MoO^3+6HO$, di cui parleremo tra poco, si precipita il trimoliddato in polvere pochissimo solubile. Si può ancora ottenere lo stesso prodotto, versando dell'acido nitrico in eccesso in una soluzione di acido moliddico nel carbonato di potassa, e lasciando riposare il liquido per qualche giorno. Il precipitato che si forma, oltre il trimoliddato in esame, contiene del quatrimoliddato e del pentamoliddato di potassa.

Il trimoliddato di potassa si presenta, ora in forma di precipitato bianco e voluminoso composto di aghetti microscopici, ora in lunghi aghi setosi, a seconda che la sua formazione è stata rapida o lenta. Coll'azione del calore perde l'acqua che contiene, si fonde, e raffreddandosi si rapprende in una massa cristallina poco solubile nell'acqua bollente.

Quatrimoliddato = $KO+4MoO^3$ — Si ottiene mescolato col sale precedente, quando si precipita con acido nitrico in eccesso una soluzione di acido moliddico nel carbonato di potassa. È cristallino, insolubile nell'acqua e fusibilissimo coll'azione del calore.

Pentamoliddato = $KO+5MoO^3$ — Si forma nelle stesse condizioni del sale precedente. È una polvere bianca così fine, che passa facilmente a traverso i filtri.

Sale doppio di bimoliddato e trimoliddato = $4KO,9MoO^3+6HO$ — Questo sale viene riguardato come combinazione di trimoliddato di potassa con un bimoliddato della stessa base, che non si conosce ancora allo stato libero; la sua formula razionale sarebbe per conseguenza $3(KO,2MoO)+(KO,3MoO^3)+6Aq$. Si prepara versando dell'acido nitrico o dell'acido solforico in una soluzione concentrata di acido moliddico nel carbonato di potassa, ed agitando continuamente il miscuglio. Sulle prime il precipitato che si forma si ridiscioglie; quando il liquido resta opalino, lasciato a se stesso, deposita a poco a poco il sale in esame, che bisogna prosciugare fra doppi di carta sugante il più rapidamente possibile, evitando di lavarlo con acqua.

Quando questo sale si è formato lentamente, si presenta cristallizzato in prismi esagoni irregolari; se invece si è depositato rapidamente, costituisce una polvere cristallina composta di romboedri microscopici. Sottoposto all'azione del calore, perde l'acqua di cristallizzazione, si fonde, e col raffreddamento si rappiglia in massa cristallina assai meno solubile nell'acqua del sale primitivo.

Non faremo menzione degli altri moliddati di potassa che vengono ammessi da alcuni Chimici, perchè ancora mal conosciuti.

Moliddato di soda — Moliddato neutro = NaO,MoO^3+2HO — Si prepara fondendo un miscuglio di acido moliddico e carbonato di soda nelle proporzioni convenienti. Disciogliendo nell'acqua il prodotto della calcinazione, e concentrando il liquido, il moliddato cristallizza facilmente in piccoli romboedri acuti e fusibilissimi.

Bimoliddato = $NaO,2MoO^3+HO$ — Si prepara come il precedente, fondendo insieme un equivalente di carbonato di soda per 2 di acido moliddico: il prodotto della fusione costituisce una massa cristallina, che sotto l'acqua si trasforma in aghetti. Recentemente fuso, è poco solu-

bile nell'acqua fredda, e non si discioglie nell'acqua calda che dopo lunga digestione; ma una volta disciolto, non cristallizza che con molta difficoltà, anche quando la soluzione è stata evaporata a consistenza sciropposa.

Trimoliddato $= NaO,3MoO^3 + 7HO$ — Si ottiene versando dell'acido nitrico in una soluzione di acido moliddico nel carbonato di soda. Costituisce un precipitato voluminoso capace di cristallizzare, come il sale di potassa corrispondente.

Moliddati d'ammoniaca — Moliddato neutro $= AzH^4O + MoO^3$ — Disciogliendo l'acido moliddico in una soluzione concentrata d'ammoniaca, e versando nel liquido dell'alcole, si precipitano de' prismi quatrangolari microscopici, che fa d'uopo disseccare prontamente sulla calce viva. Questo sale si converte rapidamente in sale acido.

Bimoliddato$= AzH^4O + 2MoO^3$—Si deposita in polvere cristallina quando si evapora una soluzione ammoniacale di acido moliddico; ma per ben riuscire è necessario che durante il corso dell'operazione l'ammoniaca sia sempre in eccesso.

Sale doppio di bimoliddato e trimoliddato $= AzH^4O,2MoO^3 + AzH^4O,3MoO^3 + 3HO$ — Questo sale si ottiene lasciando in contatto dell'aria una soluzione di acido moliddico nell'ammoniaca, ovvero evaporando il liquido, finchè sia in grado di cristallizzare: si formano de' prismi voluminosi, trasparenti ed inalterabili all'aria. Esistono ancora altri moliddati d'ammoniaca, che si ottengono decomponendo i precedenti per mezzo dell'acido azotico. Berlin ammette un trimoliddato $= AzH^4O,3MoO^3$, ed un tetramoliddato $= AzH^4O,4MoO^3 + 2Aq$.

Moliddati di barite — Moliddato neutro $= BaO + MoO^3$ — Si ottiene per doppia decomposizione, precipitando col moliddato d'ammoniaca corrispondente il cloruro di bario. È una polvere cristallina infusibile al fuoco.

Trimoliddato$= BaO,3MoO^3 + 3HO$—Versando del cloruro di bario nella soluzione del doppio moliddato ammoniacale precedentemente descritto, si precipita una sostanza fioccosa abbastanza solubile nell'acqua, che costituisce il trimoliddato di barite. Questo sale si fonde col riscaldamento, e raffreddandosi si solidifica in una massa cristallina di color giallastro.

Moliddato a 9 equivalenti di acido$= BaO,9MoO^3 + 4HO$—Si ottiene trattando il moliddato neutro con acido nitrico debole. Cristallizza in piccoli prismi esagoni insolubili nell'acqua, fredda o calda che sia, come pure nell'acido nitrico debole. Coll'azione del calore si fonde, e col raffreddamento cristallizza.

Si conoscono ancora altri moliddati di barite, che si ottengono trattando i composti precedenti con acido nitrico o con acido idroclorico.

Moliddato di molibdeno$= MoO^2 + 2MoO^3$—Il biossido di molibdeno e l'acido moliddico, combinandosi insieme, formano varii composti salini, che differiscono per la proporzione relativa dell'acido e della base che racchiudono, e per il colore. Se si tritura dell'acido moliddico, sia col biossido di molibdeno, sia col molibdeno metallico, e si fa bollire lungamente con acqua il miscuglio ottenuto, si forma una soluzione fortemen-

te colorata, talvolta in azzurro, tal'altra in verde, a seconda delle proporzioni impiegate; ma per procurarsi un composto definito sotto forma solida, il meglio è di mescolare delle soluzioni concentrate di bicloruro di moliddeno e di bimoliddato d'ammoniaca. La polvere azzurra che si precipita per doppia decomposizione, è solubile nell'acqua, ma pochissimo solubile ne' liquidi salini, il che permette di raccoglierla sopra un filtro e di lavarla con una soluzione di sale ammoniaco. Finalmente si può togliere il sale ammoniaco che vi rimane aderente, lavandola con acqua pura, la quale sebbene disciolga una certa quantità del sale, colorandosi in azzurro, la più gran parte di esso resta sul filtro allo stato solido.

Il moliddato di moliddeno ottenuto per via umida è come si è detto, una polvere azzurra alquanto solubile nell'acqua; ma quasi del tutto insolubile nelle soluzioni saline. Da ciò avviene che saturando la sua soluzione acquosa con sale ammoniaco, il composto disciolto si precipita, ed il liquido si scolora quasi compiutamente. La soluzione di questo corpo si conduce in tutto come quella di un sale; difatti gli alcali si combinano coll'acido moliddico, precipitandone del biossido idrato di moliddeno. Questo composto riscaldato all'aria si ossida, trasformandosi in acido moliddico; se invece si riscalda nel vuoto diviene anidro, e non è più solubile nell' acqua.

Secondo Berlin, si possono ottenere varie combinazioni di acido moliddico ed ossido di moliddeno, riscaldando fuori del contatto dell' aria de' miscugli fatti in diverse proporzioni di acido moliddico e moliddato d' ammoniaca. Fondendo 1 parte di moliddato d' ammoniaca con 2 di acido moliddico, e facendo digerire il prodotto con ammoniaca caustica, si ottiene, secondo lo stesso Chimico, una polvere di color bruno o violacco, che ha, come il composto ottenuto per via umida, la stessa formula MoO^2+2MoO^3; ma ne differisce per essere insolubile nell' acqua ed inattaccabile dagli acidi solforico e idroclorico.

Moliddato di piombo $= PbO+MoO^3$—Si trova nel regno inorganico cristallizzato in tavole rettangolari di color giallo. Artificialmente si ottiene precipitando l'azotato di piombo per mezzo del trimoliddato di potassa. Il prodotto è una polvere bianca e poco solubile nell'acqua, che per fondersi richiede ad un' altissima temperatura. Si discioglie nell' acido nitrico e nella potassa caustica.

Oltre il sale neutro, non pare che esistano altri moliddati di piombo; mentre qualunque sia la composizione del moliddato alcalino che s'impiega per precipitare il nitrato di piombo, il prodotto che si ottiene è sempre formato da un equivalente di base ed uno di acido.

Moliddati di argento — Moliddato neutro $= AgO+MoO^3$—Versando del nitrato d' argento in una soluzione di moliddato neutro di potassa, si forma un precipitato fioccoso di color giallastro, il quale si altera alla luce, acquistando una tinta bruna. È poco solubile nell'acqua pura, ma abbastanza solubile in una soluzione debole di acido nitrico.

Moliddato acido $= 2AgO+5MoO^3$ — Si ottiene allo stato di precipitato fioccoso, versando del nitrato d'argento in una soluzione di trimoliddato di potassa. Questo sale è discretamente solubile nell'acqua.

Gli altri molibdati sono pochissimo conosciuti, e però crediamo inutile di descriverli particolarmente. Si sa soltanto che quelli di stronziana, di calce, di manganese, di zinco, di ferro, d' uranio, di rame, di mercurio sono insolubili, e si preparano per doppia decomposizione, mentre invece il molibdato di magnesia è solubile nell'acqua, e cristallizza facilmente in prismi quatrangolari.

STANNATI

Stannato di potassa $=KO,SnO^2+3Aq$— Disciogliendo l'acido stannico idrato nella potassa caustica, ed evaporando la soluzione nel vuoto, si depositano de' cristalli di stannato di potassa, la cui forma fondamentale è un prisma rombico monoclino. Ha sapore caustico ed alcalino, si discioglie facilmente nell' acqua, ed esposto all'aria, ne attira l'acido carbonico.

Stannato di soda $=NaO,SnO^2+3Aq$ — Si prepara come il sale di potassa; ma essendo molto più solubile, cristallizza più difficilmente. I suoi cristalli hanno la forma di tavole esagone.

Stannato d'ammoniaca $=AzH^4O+2SnO^2$ —Si ottiene disciogliendo l'acido stannico idrato ed ancor umido nell'ammoniaca, e facendo evaporare la soluzione sotto una campana sull' acido solforico. Disseccandosi si rappiglia in una massa giallastra gelatinosa.

Stannato di barite $=BaO,SnO^2+6Aq$ —Si ottiene facilmente, precipitando lo stannato di potassa per mezzo del cloruro di bario. È una polvere bianca e pesante.

Stannato di calce $=CaO,SnO^2+4Aq$—È bianco, e si prepara come il sale di barite; ma si precipita lentamente.

TAVOLA I

Equivalenti de' corpi semplici.

Nome de' Corpi	Simbolo	Peso equivalente		Nome de' Corpi	Simbolo	Peso equivalente	
		O=100,00	H=1			O=100,00	H=1
Alluminio .	Al	170,90	13,67	Mercurio..	Hg	1250,00	100,00
Antimonio.	Sb	1612,90	129,03	Molibdeno.	Mo	575,00	46,00
Argento ...	Ag	1350,00	108,00	Nichelio ...	Ni	365,90	29,10
Arsenico ..	As	937,50	75,00	Niobio.....	Nb	1251,53*	100,12*
Azoto......	Az	175,00	14,00	Oro........	Au	2454,00	196,32
Bario......	Ba	859,88	68,79	Osmio	Os	1242,62	99,41
Bismuto...	Bi	2600,00	208,00	Ossigeno..	O	100,00	8,00
Boro.......	B	136,15	10,89	Palladio ...	Pd	665,47	53,24
Bromo.....	Br	1000,00	80,00	Piombo....	Pb	1294,50	103,56
Cadmio....	Cd	696,77	55,74	Platino....	Pt	1236,75	98,94
Calcio	Ca	250,00	20,00	Potassio...	K	489,30	39,14
Carbonio ..	C	75,00	6,00	Rame......	Cu	396,60	31,73
Cerio......	Ce	575,00*	46,00*	Rodio......	R	651,96	52,16
Cloro......	Ch	443,20	35,46	Selenio....	Se	492,57	39,41
Cobalto....	Co	368,65	29,49	Silicio.....	Si	266,82	21,35
Cromo.....	Cr	333,50	26,68	Sodio......	Na	287,17	22,97
Didimio....	D	600,00	48,00	Solfo	S	200,00	16,00
Ferro......	Fe	350,00	28,00	Stagno	Sn	725,00	58,00
Fluore.....	F	235,43	18,83	Stronzio...	Sr	548,00	43,84
Fosforo....	P	387,50	31,00	Tantalio...	Ta	1335,15	106,81
Glucio.....	G	87,12	6,97	Tellurio...	Te	801,76	64,14
Idrogeno..	H	12,50	1,00	Titanio....	Ti	350,00	28,00
Iodo.......	I	1587,50	127,00	Torio......	Th	743,86	59,51
Iridio......	Ir	1237,50	99,00	Tunsteno..	W	1150,00	92,00
Ittrio	Y	402,31	32,18	Uranio	U	750,00*	60,00*
Lantano ...	Ln	575,00*	46,00*	Vanadio....	V	855,84	68,47
Litio.......	L	81,66	6,53	Zinco......	Zn	406,50	32,52
Magnesio..	Mg	150,00	12,00	Zirconio...	Zr	419,73	33,58
Manganese	Mn	344,68	27,57				

N. B. I numeri segnati con un asterisco si debbono riguardare come semplici approssimazioni. Gli equivalenti del Terbio, dell'Erbio, del Pelopio, dell'Ilmenio e del Rutenio non sono ancora conosciuti.

TAVOLA II

Forza elastica del vapor d'acqua.

Temperatura in gradi centesimali	Tensione del vapore acquoso in millimetri di mercurio	Temperatura in gradi centesimali	Tensione del vapore acquoso in millimetri di mercurio	Temperatura in gradi centesimali	Tensione del vapore acquoso in millimetri di mercurio
— 32°	0,310	13°	11,162	58°	135,505
31	0,336	14	11,908	59	142,015
30	0,365	15	12,699	60	148,791
29	0,397	16	13,536	61	155,839
28	0,431	17	14,421	62	163,170
27	0,468	18	15,357	63	170,791
26	0,509	19	16,346	64	178.714
25	0,553	20	17,391	65	186,945
24	0,602	21	18,495	66	195,496
23	0,654	22	19,659	67	204,376
22	0,711	23	20,888	68	213,596
21	0,774	24	22.184	69	223,165
20	0,841	25	23,550	70	233,093
19	0,916	26	24,988	71	243,393
18	0,996	27	26,505	72	254,073
17	1,084	28	28,101	73	265,147
16	1,179	29	29.782	74	276,624
15	1,284	30	31,548	75	288,517
14	1,398	31	33.406	76	300,838
13	1,521	32	35,359	77	313,600
12	1,656	33	37,411	78	326,811
11	1,803	34	39,565	79	340,488
10	1,963	35	41,827	80	354,643
9	2,137	36	44,201	81	369,287
8	2,327	37	46,691	82	384,435
7	2,533	38	49,302	83	400,101
6	2,758	39	52,039	84	416,298
5	3,004	40	54,906	85	433,041
4	3,271	41	57.910	86	450,344
3	3,533	42	61,055	87	468,221
2	3,870	43	64,346	88	486,687
1	4,224	44	67,790	89	505,759
0	4,600	45	71,391	90	525,450
+ 1	4,940	46	75,158	91	545,778
2	5,302	47	79,093	92	566,757
3	5,687	48	83,204	93	588,406
4	6,097	49	87,499	94	610,740
5	6,534	50	91,982	95	633.778
6	6,998	51	96,661	96	657,535
7	7,492	52	101,543	97	682,029
8	8,017	53	106,636	98	707,280
9	8,574	54	111,945	99	733,305
10	9,165	55	117,478	100	760,000
11	9.792	56	123,244		
12	10,457	57	129,251		

TAVOLA III

Per dedurre dalla densità di un miscuglio di acido solforico ed acqua la quantità di acido effettivo che vi si contiene, secondo Bineau (Annales de Chimie et de Physique, 3e série, T. XXVI. p. 125.)

GRADI dell' Areometro	DENSITÀ	TEMPERATURA = 0°		TEMPERATURA = 15°	
		Acido monoidrato per 100.	Acido anidro per 100.	Acido monoidrato per 100.	Acido anidro per 100.
5°	1,036	5,1	4,2	5,4	4,5
10	1,075	10,3	8,4	10,9	8,9
15	1,116	15,5	12,7	16,3	13,3
20	1,161	21,2	17,3	22,4	18,3
25	1,209	27,2	22,2	28,3	23,1
30	1,262	33,6	27,4	34.8	28,4
33	1,296	37,6	30,7	38.9	31,8
35	1,320	40,4	33,0	41,6	34,0
36	1,332	41,7	34,1	43,0	35,1
37	1,345	43,1	35,2	44,3	36,2
38	1,357	44,5	36,3	45,5	37,2
39	1,370	45,9	37,5	46.9	38,3
40	1,383	47,3	38,6	48,4	39,5
41	1,397	48,7	39,7	49,9	40,7
42	1,410	50,0	40,8	51,2	41,8
43	1,424	51,4	41,9	52,5	42,9
44	1,438	52,8	43,1	54,0	44,1
45	1,453	54,3	44,3	55,4	45,2
46	1,468	55,7	45,5	56,9	46,4
47	1,483	57,1	46,6	58,2	47,5
48	1,498	58,5	47,8	59,6	48,7
49	1,514	60,0	49,0	61,1	50,0
50	1,530	61,4	50,1	62,6	51,1
51	1,546	62,9	51,3	63,9	52,2
52	1,563	64,4	52,6	65,4	53,4
53	1,580	65,9	53,8	66,9	54,6
54	1,597	67,4	55,0	68,4	55,8
55	1,615	68,9	66,2	70,0	57,1
56	1,634	70,5	57,5	71,6	58,4
57	1,652	72,1	58,8	73,2	59,7
58	1,671	73,6	60,1	74,7	61,0
59	1,691	75,2	61,4	76,3	62,3
60	1,711	76,9	62,8	78,0	63,6
61	1,732	78,6	64,2	79,8	65,1
62	1,753	80,4	65,7	81,7	66,7
63	1,774	82,4	67,2	83,9	68,5
64	1,796	84,6	69,0	86,3	70,4
65	1,819	87,4	71,3	89,5	73,0
65,5	1,830	89,1	72,7	91,8	74,9
65,8	1,837	90,4	73,8	94,5	77,1
66	1,842	91,3	74,5	100,0	81,6
66,2	1,846	92,5	75,5	»	»
66,4	1,852	95,0	77,5	»	»
66,6	1,857	100,0	81,6	»	»

TAVOLA IV

Per calcolare la quantità di acido nitrico anidro contenuto in un miscuglio di acido ed acqua, dalla densità della soluzione, secondo Ure.

DENSITÀ	ACIDO ANIDRO per 100 parti di liquido	DENSITÀ	ACIDO ANIDRO per 100 parti di liquido	DENSITÀ	ACIDO ANIDRO per 100 parti di liquido
1,5000	79,700	1,3783	52,602	1,1895	26,301
1,4980	78,903	1,3732	51,805	1,1833	25,504
1,4960	78,106	1,3681	51,068	1,1770	24,707
1,4940	77,309	1,3630	50,211	1,1709	23,910
1,4910	76,512	1,3579	49,414	1,1648	23,113
1,4880	75,715	1,3529	48,617	1,1587	22,316
1,4850	74,918	1,3477	47,820	1,1526	21,519
1,4820	74,121	1,3427	47,023	1,1465	20,722
1,4790	73,324	1,3376	46,226	1,1403	19,925
1,4760	72,527	1,3323	45,429	1,1345	19,128
1,4730	71,730	1,3270	44,632	1,1286	18,331
1,4700	70,933	1,3216	43,835	1,1227	17,534
1,4670	70,136	1,3163	43,038	1,1168	16,737
1,4640	69,339	1,3110	42,241	1,1109	15,940
1,4600	68,542	1,3056	41,444	1,1051	15,143
1,4570	67,745	1,3001	40,647	1,0993	14,346
1,4530	66,948	1,2947	39,850	1,0935	13,549
1,4500	66,155	1,2887	39,053	1,0878	12,752
1,4460	65,354	1,2826	38,256	1,0821	11,955
1,4424	64,557	1,2765	37,459	1,0764	11,158
1,4385	63,760	1,2705	36,662	1,0708	10,361
1,4346	62,963	1,2644	35,865	1,0651	9,564
1,4306	62,166	1,2583	35,068	1,0595	8,767
1,4269	61,369	1,2523	34,271	1,0540	7,970
1,4228	60,572	1,2462	33,474	1,0485	7,173
1,4189	59,775	1,2402	32,677	1,0430	6,376
1,4147	58,978	1,2341	31,880	1,0375	5,579
1,4107	58,181	1,2277	31,083	1,0320	4,782
1,4065	57,384	1,2212	30,286	1,0267	3,985
1,4023	56,587	1,2148	29,489	1,0212	3,188
1,3978	55,790	1,2084	28,692	1,0159	2,391
1,3945	54,993	1,2019	27,895	1,0106	1,594
1,3882	54,196	1,1958	27,098	1,0053	0,797
1,3833	53,399				

TAVOLA V

Per calcolare la quantità di acido idroclorico effettivo contenuto in una soluzione acquosa dalla sua densità, alla temperatura di 7°,22, e sotto la pressione normale di 0m, 76, secondo E. Davy.

Densità	Acido idroclorico p. 100	Densità	Acido idroclorico p. 100	Densità	Acido idroclorico p. 100
1,21	42,43	1,14	28,28	1,07	14,14
1,20	40,80	1,13	26,26	1,06	12,12
1,19	38,38	1,12	24,24	1,05	10,10
1,18	36,36	1,11	22,22	1,04	8,08
1,17	34.34	1,10	20.20	1,03	6,06
1,16	32,32	1,09	18,18	1,02	4,04
1,15	30,30	1,08	16,16	1,01	2.02

INDICE DELLE MATERIE

Stato naturale de' corpi 1 — Coesione 2 — Affinità 9 — Fenomeni di contatto 16.

Leggi delle proporzioni chimiche 17—Teorica atomica 28—Nomenclatura 40.

CLASSIFICAZIONE DE' CORPI SEMPLICI — Idrogeno 44.

I *Gruppo* — Ossigeno 50 — Solfo 53 — Selenio 58 — Tellurio 59.

II *Gruppo* — Cloro 60 — Bromo 64 — Iodo 66 — Fluore 69.

III *Gruppo* — Azoto 69 — Fosforo 72 — Arsenico 76 — Antimonio 78.

IV *Gruppo* — Carbonio 79 — Boro 91 — Silicio 92.

COMBINAZIONI DE' CORPI METALLOIDI — *Composti che hanno per radicale l'idrogeno* — Protossido d'idrogeno 94— Biossido 106— Protosolfuro 109— Bisolfuro 111 — Seleniuro 112—Telloruro, Acido idroclorico 113— Ac. idrobromico 116 — Ac. idroiodico, Ac. idrofluorico 118.

Composti che hanno per radicale il solfo — Acido solforoso 120 — Ac. solforico 122—Ac. anidro 123—Ac. monoidrato 124—Ac. iposolforoso 132— Acidi politionici 133 — Ac. ditionico 134 — Ac. tritionico 135 — Ac. tetrationico 136 — Ac. pentationico, Cloruri di solfo, Sottocloruro, Protocloruro 137 — Bicloruro, Ossicloruri 138.

Composti che hanno per radicale il selenio — Ossido di selenio, Acido selenioso 140 — Ac. selenico 141 — Bisolfuro di selenio 142 — Cloruri 143.

Composti che hanno per radicale il tellurio — Acido telluroso 143 — Ac. tellurico 144 — Solfuri di tellurio, Cloruri 146 — Bromuri, Ioduri, Fluoruri 147.

Composti che hanno per radicale il cloro — Acido ipocloroso 147 — Ac. cloroso 149—Ac. ipoclorico 150—Ac. clorico 152—Ac. ossiclorico 153— Ac. cloroclorico 154.

Composti che hanno per radicale il bromo — Acido bromico 155.

Composti che hanno per radicale l'iodo — Acido ipoiodico, Ac. iodico 156 — Ac. ossiiodico 157 — Combinazioni degli ossiacidi dell'iodo coll'acido solforico 158 — Cloruri, Bromuri d'iodo 159.

Composti che hanno per radicale l'azoto — Protossido d'azoto 160 — Biossido 162 — Acido azotoso 163 — Ac. ipoazotico, Ac. azotico 165 — Ac. ipocloroazotico 171 — Ac. solfoazotico 172 — Ammoniaca 173 — Ammo-

nio 178 — Solfuro d'azoto 182 — Clorosolfati di solfuro d'azoto 184 — Cloruro d'azoto, Idroioduro d'azoto 185 — Fosfuro d'azoto 186 — Cianogeno 187 — Paracianogeno 188 — Boruro d'azoto 189.

Composti che hanno per radicale il fosforo — Ossido di fosforo 190 — Acido ipofosforoso 191 — Ac. fosforoso 192 — Ac. fosforico 194 — Ac. solfofosforico 200 — Solfuri di fosforo 201 — Isomeria de' composti del fosforo 203 — Fosfuri d'idrogeno 204 — Tricloruro di fosforo, Percloruro 207 — Clorossido di fosforo, Clorosolfuro, Solfopercloruro 209 — Clorossiduro, Clorofosfuro 210 — Bromuri 211 — Ioduri, Acido azofosforico 212.

Composti che hanno per radicale l'arsenico — Ossido d'arsenico, Acido arsenioso 214 — Acido arsenico, Solfuri d'arsenico 216 — Arseniuro d'idrogeno 217 — Cloruri, Bromuri, Ioduri, Fluoruri d'arsenico 218 — Ricerca chimico-legale dell'arsenico 220.

Composti che hanno per radicale l'antimonio — Ossido d'antimonio, Acido antimonioso 225 — Ac. ipoantimonico 226 — Ac. antimonico, Solfuri d'antimonio 227 — Chermes minerale 228 — Cloruri, Bromuri, Ioduri, Fluoruri d'antimonio 230.

Composti che hanno per radicale il carbonio — Ossido di carbonio 233 — Acido carbonico 234 — Acido clorocarbonico, Ac. ossalico 237 — Bisolfuro di carbonio, Cloruri 239.

Composti che hanno per radicale il boro — Acido borico 241 — Solfuro di boro 242 — Cloruro, Fluoruro, Ac. fluoborico 243 — Ac. idrofluoborico 244.

Composti che hanno per radicale il silicio — Acido silicico 244 — Solfuro di silicio 246 — Cloruro 247 — Clorosolfuro 248 — Bromuro, Fluoruro, Ac. idrofluosilicico 249.

Aria atmosferica 250.

METALLI IN GENERALE 262.

1. *Sezione* — Potassio 272 — Protossido di potassio, Idrato di potassa 274 — Perossido di potassio, Protosolfuro 276 — Bisolfuro, Trisolfuro 277 — Pentasolfuro, Seleniuri, Telloruro, Cloruro, Bromuro 278 — Ioduro, Cianuro 279.

Sodio, Protossido di sodio, Idrato di soda, Sesquiossido di sodio, Cloruro 281 — Bromuro, Ioduro, Lega di potassio e sodio 282.

Litio, Ossido di litio 283 — Cloruro, Ioduro 284.

Bario, Protossido di bario 284 — Biossido 285 — Protosolfuro, Cloruro, Bromuro, Ioduro 286 — Fluoruro 287.

Stronzio, Protossido di stronzio, Biossido, Cloruro, Bromuro, Ioduro 287 — Fluoruro 288.

Calcio, Protossido di calcio 288 — Biossido, Protosolfuro 292 — Bisolfuro, Cloruro 293 — Bromuro, Ioduro, Fluoruro, Fosfuro 294.

Magnesio 295 — Ossido di magnesio 296 — Solfuro di magnesio 297.

II. *Sezione* — Manganese 297 — Protossido di manganese 298 — Sesquiossido, Biossido 299 — Acidi del manganese, Ac. manganico 300 — Ac. ossimanganico 302 — Protosolfuro di manganese, Fosfuro, Protocloruro, Sesquicloruro, Percloruro, Bromuro, Ioduro, Protofluoruro, Sesquifluoruro, Perfluoruro 303.

Alluminio 304 — Sesquiossido di alluminio 305 — Solfuro, Cloruro 306 — Bromuro, Fosfuro 307.

Glucio, Ossido di glucio 307 — Solfuro, Cloruro 308.

Zirconio 308 — Sesquiossido, Solfuro 309 — Cloruro, Bromuro 310.

Torio, Ossido 310.
Cerio, Protossido 311 — Ossido salino, Solfuro, Carburo 312.
Lantano, Ossido, Cloruro 313.
Didimio 313 — Protossido, Perossido 314. — Solfuro, Cloruro 315.
Ittrio 315 — Ossido 316 — Solfuro, Cloruro 317.
Terbio ed Erbio, Ossido di terbio 317 — Ossido d'erbio 318.
Uranio 318 — Protossido, Sottossido 319—Protocloruro, Sottocloruro, Uranile, Ossido d'uranile 320 — Ossido verde, Cloruro d'uranile 321.
Titanio, Protossido, Sesquiossido 322 — Acido titanico 323—Bisolfuro, Sesquicloruro, Bicloruro 324 — Azoturi 325 — Ciano-azoturo 326.
III. *Sezione* — Ferro 327 — Ghisa 331 — Acciaio 332 — Protossido, Sesquiossido 335 — Ossidi salini 336 — Acido ferrico, Sottosolfuro 337 — Protosolfuro, Sesquisolfuro, Pirite magnetica 338 — Bisolfuro, Persolfuro, Seleniuro, Protocloruro 339 — Sesquicloruro, Protobromuro, Sesquibromuro, Protoioduro 340 — Sesquiioduro, Protofluoruro, Sesquifluoruro, Azoturo, Fosfuro, Arseniuro, Carburo 341—Boruro, Siliciuro, Protocianuro, Sesquicianuro, Cianuro magnetico, Cianuri doppi 342 — Acido idroferrocianico 343 — Ferrocianuro di potassio 344 — Acido idroferricianico 345 — Ferricianuro di potassio 346—Minerali di ferro, Ferro nativo, Ossido magnetico, Sesquiossido anidro 347 — Sesquiossido idrato, Carbonato 348 — Fabbricazione del ferro 349 — Metodo catalano 350 — Forni fusorii 352 — Raffinazione della ghisa, Forni di raffinazione 359 — Raffinazione col metodo inglese 360.
Nichelio 361 — Protossido, Sesquiossido, Sottosolfuro, Protosolfuro 362 — Protocloruro, Bromuro, Fosfuro 363.
Cobalto 363 — Protossido, Sesquiossido 364 — Ossido salino, Protosolfuro, Sesquisolfuro, Bisolfuro, Protocloruro, Protobromuro, Arseniuri 365.
Zinco 366 — Sottossido, Protossido 367 — Perossido, Solfuro, Seleniuro, Cloruro, Bromuro, Ioduro, Fosfuro 368 — Arseniuro, Fabbricazione dello zinco, Minerali, Arrostimento, Metodo belgico 369 — Metodo inglese, Metodo silesiano 370.
Cadmio 371 — Ossido, Solfuro, Cloruro, Ioduro 372.
Stagno 372 — Protossido, Biossido 373 — Sesquiossido, Protosolfuro 375— Sesquisolfuro, Bisolfuro 376 — Protoseleniuro, Biseleniuro, Protocloruro 377 — Bicloruro, Protoioduro 378 — Biioduro, Fosfuro, Fabbricazione dello stagno 379.
Cromo, Protossido, Sesquiossido 380 — Cromo ossidulato 382 — Acido cromico, Acido clorocromico 383 — Acido ossicromico, Protosolfuro, Sesquisolfuro, Protocloruro, Sesquicloruro 384 — Sesquibromuro, Sesquifluoruro, Trifluoruro 385—Azoturo, Fosfuro 386.
Vanadio, Protossido 386 — Biossido, Acido vanadico 387 — Solfuri, Bicloruro, Percloruro 388.
IV. *Sezione* — Tunsteno 388 — Biossido, Acido tunstico 389—Solfuri 390— Bicloruro, Cloruro intermedio, Acido clorotunstico, Bibromuro 391 — Bromuro intermedio, Acido bromotunstico, Fosfuri, Amido-azoturo 393.
Molibdeno 393 — Protossido,. Biossido, Acido molibdico 394 — Solfuri, Cloruri 395.
Osmio 395 — Protossido, Sesquiossido 396—Biossido, Acido osmioso, Acido osmico 397 — Cloruri, Solfuri 398.
Tantalio 398 — Protossido, Acido tantalico, Bisolfuro, Bicloruro 399.
Niobio, Acido niobico, Bicloruro di niobio 400.

Pelopio 400.
Ilmenio, Ossido, Acido ilmenico, Solfuri, Bicloruro 401.
V. *Sezione* — Rame 402 — Sottossido 403 — Protossido, Biossido, Acido rameico 404 — Sottosolfuro, Protosolfuro, Seleniuri, Sottocloruro, Protocloruro 405 — Sottobromuro, Protobromuro, Sottoioduro, Protoioduro, Fluoruri, Idruro, Fosfuri, Azoturo 406 — Leghe di rame e zinco, di rame e stagno 407 — Fabbricazione del rame 408.
Piombo 411 — Sottossido 412 — Protossido, Biossido 413 — Minio 414 — Solfuro, Polisolfuro, Seleniuro, Cloruro 416 — Ossicloruri, Bromuro, Ioduro, Ossiioduri 417 — Fluoruro, Cianuro, Fosfuro, Carburo, Arseniuro, Antimoniuro, Lega di piombo e stagno 418 — Fabbricazione del piombo 419 — Preparazione della galena, Riduzione della galena 420 — Separazione dell'argento 421 — Riduzione del litargirio 423.
Bismuto 423 — Ossido, Perossido, Acido bismutico 424 — Bisolfuro, Trisolfuro, Tricloruro, Triioduro, Leghe 425.
VI. *Sezione* — Mercurio 426 — Sottossido, Protossido 429 — Sottocloruro 430 — Protocloruro 431—Ossicloruri, Sottobromuro, Protobromuro, Sottoioduro, Protoioduro 434 — Fluoruro, Cianuro, Sottosolfuro 435 — Protosolfuro, Azoturo, Fosfuro, Composti ammoniacali 436—Ossido ammoniacale, Cloruri ammoniacali, Leghe 437—Estrazione del mercurio 438.
Argento 439 — Sottossido, Protossido, Argento Fulminante 441 — Perossido 442 — Solfuro, Seleniuri, Cloruro 443 — Bromuro, Ioduro, Fluoruro 444 — Cianuro, Carburi, Fosfuro, Lega d'argento e rame 445—Lega d'argento e oro 446 — Estrazione dell' argento, Trattamento de' minerali poveri, Raffinazione 447 — Liquazione, Trattamento de'minerali ricchi, Amalgamazione di Freyberg 448 — Amalgamazione americana 449.
Oro 450 — Protossido, Acido aurico 451 — Porpora di Cassius 452 — Solfuri 453—Protocloruro, Tricloruro 454—Tribromuro, Ioduri, Fosfuro, Leghe 455.
Platino 456—Estrazione 457—Protossido, Biossido, Platino fulminante, Protosolfuro 458 — Bisolfuro, Protocloruro, Bicloruro, Fosfuro, Composti ammoniacali 459.
Palladio 460 — Protossido, Biossido, Protosolfuro, Protocloruro, Bicloruro 461 — Protocianuro, Bicianuro 462.
Rodio, Protossido, Sesquiossido 462 — Sesquisolfuro, Protocloruro, Sesquicloruro 463.
Iridio 463 — Protossido, Sesquiossido, Biossido, Triossido, Solfuri, Protocloruro, Sesquicloruro 464 — Bicloruro, Tricloruro 465.
Rutenio, Protossido 465 — Sesquiossido, Biossido, Acido rutenico, Solfuri, Cloruri 466.
Sali in generale 467 — Neutralità 473 — Combinazioni de'sali coll'acqua, Acqua di cristallizzazione 479 — Acqua basica 481 — Acqua acida 482— Reazioni degli acidi 485 — Reazioni delle basi 489.
Solfati—Solfato di potassa 491—Solfato di soda, d'ammoniaca, di litina 492— Solfato di barite, di stronziana, di calce 493—Solfato di magnesia, d'allumina, di glucina, di manganese 494—Solfato d'uranio, d'uranile, di zinco 495—Solfato di cadmio, di ferro 496—Solfato di nichelio, di cobalto, di stagno, di cromo, di rame 497 — Solfato di piombo, di mercurio 498— Solfato d'argento, di potassa e di allumina 499—Solfato d'ammoniaca e di allumina 500— Solfato di cromo e di potassa, di potassa e di magnesia, di soda e di magnesia 501—Solfato di protossido e di sesquiossido di ferro 502.

Iposolfiti — Iposolfito di potassa, di soda, d'ammoniaca, di barite 502 — Iposolfito di stronziana, di calce, di magnesia, di ferro, di nichelio, di cobalto, di piombo, di rame 503.

Solfiti — Solfito di potassa 503 — Solfito di soda, di litina, di barite, di stronziana, di calce, di magnesia, d'allumina 504 — Solfito di glucina di manganese, d'uranio, di ferro, di zinco, di stagno, di cromo, di rame 505 — Solfito di bismuto, di piombo, di mercurio, d' argento 506 — Solfito di platino 507.

Ditionati — Ditionato di potassa, di soda, d'ammoniaca, di barite, di stronziana, di calce, di magnesia, d'allumina, di manganese 507 — Ditionato di ferro, di nichelio, di zinco, di cromo, di rame, di piombo, di mercurio d' argento 508.

Seleniati — Seleniato di potassa, di soda, di barite, di calce, di magnesia, d'allumina, di ferro, di rame, di piombo, d' argento 509.

Seleniti — Selenito di potassa, di soda 509 — Selenito d'ammoniaca, di barite, di calce, di magnesia, di manganese, di ferro, di nichelio, di zinco 510 — Selenito di cadmio, di cromo, di rame, di piombo, d'argento 511.

Tellurati — Tellurato di potassa, di soda, d'ammoniaca, di barite, di calce, di stronziana, di magnesia 512.

Clorati — Clorato di potassa, di soda 513 — Clorato di litina, di ammoniaca, di barite, di stronziana 514 — Clorato di calce, di magnesia, di manganese, di ferro, di zinco, di nichelio, di cobalto, di piombo, di rame, di mercurio 515 — Clorato d'argento 516.

Cloriti — Clorito di potassa, di soda, di barite, di stronziana, di piombo, d'argento 516.

Ipocloriti — Ipoclorito di potassa 516 — Ipoclorito di soda, di calce 517.

Bromati — Bromato di potassa, di soda, d'ammoniaca, di barite, di stronziana, di calce 518. — Bromato di magnesia, di zinco, di cadmio, di ferro, di nichelio, di cobalto d'uranile, di rame, di piombo 519 — Bromato di mercurio, d' argento, di platino 520.

Iodati — Iodato di potassa, di soda, di litina 520 — Iodato di barite, di stronziana, di calce, di magnesia, di rame, di mercurio 521.

Ossiiodati 521 — Ossiiodato di potassa, di soda, d'ammoniaca, di litina 522 — Ossiiodato di barite, di stronziana, di calce, di magnesia, di zinco 523 — Ossiiodato di rame, di piombo 524.

Azotati — Azotato di potassa 524 — Azotato di soda, di litina 527 — Azotato d'ammoniaca, di barite, di stronziana, di calce, di magnesia 528 — Azotato d' allumina, di glucina, di didimio, d'uranile, di ferro 529 — Azotato di nichelio, di cobalto, di zinco, di cadmio, di stagno 530 — Azotato di cromo, di vanadio, di molibdeno, di rame, di piombo, di bismuto 531 — Azotato d'argento 532 — Azotato di mercurio 533 — Azotato di palladio, di platino, di rodio 535.

Azotiti — Azotito di potassa 535 — Azotito di soda, d'ammoniaca, di barite, di stronziana, di calce, di magnesia, di manganese, di rame, di piombo 536 — Azotito d'argento 538.

Fosfati 539 — Fosfato di potassa, di soda 540 — Fosfato d' ammoniaca 541 — Fosfato di barite, di calce 542 — Fosfato di magnesia, d'allumina, di manganese 544 — Fosfato di didimio, di ferro, d'uranio, d'uranile 545 — Fosfato di nichelio, di cobalto, di zinco, di cromo, di vanadio, di rame, di piombo 546 — Fosfato di mercurio 547 — Fosfato d'argento 548.

Pirofosfati — Pirofosfato di potassa, di soda 548 — Pirofosfato d'ammoniaca,

di barite, di stronziana, di calce, di magnesia, d'allumina, di manganese, di cromo, di zinco, di cadmio, di ferro, di piombo 549—Pirofosfato di rame, di nichelio, di mercurio, d' argento 550.

α *Metafosfati* — Metafosfato di soda, di potassa, di barite, d' allumina 550 — Metafosfato di manganese, di cromo, di ferro, di nichelio, di cobalto, di rame 551.

β *Metafosfati* — Metafosfato di soda, di barite 551 — Metafosfato di piombo, d' argento 552.

γ *Metafosfati* 552.

Fosfiti—Fosfito di potassa, di soda, d'ammoniaca, di barite, di stronziana 552— Fosfito di calce, di magnesia, di manganese, di ferro, di zinco, di rame, di piombo 553.

Ipofosfiti — Ipofosfito di potassa 553 — Ipofosfito di soda, d'ammoniaca, di barite, di calce, di magnesia, di manganese, di ferro, di zinco, di rame, di piombo 554.

Arseniati —Arseniato di potassa 554—Arseniato di soda, d'ammoniaca 555— Arseniato di barite, di stronziana, di calce, di magnesia, d'allumina, di manganese, di didimio, di ferro 556 — Arseniato di nichelio, di cobalto, di zinco, di rame, di piombo, d'argento, d'uranile 557 — Arseniato di mercurio 558.

Arseniti — Arsenito di potassa, di soda, d' ammoniaca, di barite, di stronziana 558 — Arsenito di calce, di magnesia, di manganese, di ferro 559 — Arsenito di nichelio, di cobalto, di rame, di piombo, d'argento 560 — Arsenito di mercurio 561.

Antimoniati e metantimoniati—Antimoniato di potassa 561 — Biantimoniato di potassa, Metantimoniato di potassa, Bimetantimoniato di potassa, Antimoniati di soda, Bimetantimoniato di soda 562 — Bimetantimoniato d'ammoniaca 563.

Antimoniti — Antimonito di potassa, di soda, d'ammoniaca 563.

Carbonati — Carbonato di potassa 563 — Carbonato di soda 565 — Carbonato di litina 566 — Carbonato di barite, di stronziana, di calce 567 — Carbonato di magnesia 568 — Carbonato d'allumina, di manganese 569—Carbonato di didimio, d'uranio, di ferro 570 — Carbonato di nichelio, di cobalto 571 — Carbonato di zinco, di cadmio, di stagno, di cromo 572 — Carbonato di rame 573 — Carbonato di piombo 574 — Carbonato di bismuto, d'argento, di mercurio, di palladio 575.

Ossalati—Ossalato di potassa 575—Ossalato di soda, di litina, d'ammoniaca 576. —Ossalato di calce, di barite, di stronziana, di magnesia 577—Ossalato di allumina, di manganese, d'uranio, d'uranile, di didimio, di ferro, di nichelio 578 — Ossalato di cobalto, di zinco, di cadmio, di cromo, di rame, di piombo, d'argento, di mercurio 579.

Borati—Borato di potassa, di soda 580—Borato d'ammoniaca, di barite 581— Borato di stronziana, di calce 582—Borato di magnesia, di manganese, d'uranio, di ferro, di rame 583—Borato di piombo, d'argento, di mercurio 584.

Silicati — Silicato di potassa 584 — Silicato di soda, di barite, di stronziana, di calce, di magnesia 585 — Silicato d'allumina 586—Silicato di glucina, di manganese, di ferro 587—Silicato di zinco, di rame, di piombo 588— Silicati di potassa e di allumina, di soda e di allumina 589—Silicati misti di calce, magnesia, ferro, manganese 590 — Vetro 591.

Alluminati — Alluminato d'acqua, di potassa 592 — Alluminato di soda, di calce, di magnesia, di ferro, di zinco, di glucina 593.

Cromati — Cromato di potassa 593 — Bicromato di cloruro di potassio, cromato di soda, d'ammoniaca, di barite, di stronziana, di calce, di magnesia 595 — Cromato di manganese, d'allumina, di cromo, di nichelio, di cobalto, di zinco, di rame 596 — Cromato di piombo, di mercurio, d'argento 597.

Manganati — Manganato di potassa, di barite 598.

Ossimanganati — Ossimanganato di potassa, di soda, di barite 598 — Ossimanganato di magnesia 599.

Ferrati — Ferrato di potassa, di soda, di barite 599.

Vanadati — Vanadato di potassa, di soda, d'ammoniaca 600 — Vanadato di barite, di stronziana di calce, di magnesia, d'allumina, di manganese, di ferro, di zinco 601 — Vanadato di piombo, d'argento, di mercurio 602.

Tunstati — Tunstato di potassa, di soda, d'ammoniaca, di barite, di stronziana, di calce 602 — di magnesia, d'uranio, di tunsteno, di rame, di piombo, d'argento, di mercurio 603 — Tunstato di ferro e di manganese 604.

Moliddati — Moliddato di potassa 604 — Moliddato di soda 605 — Moliddato d'ammoniaca, di barite, di moliddeno 605 — Moliddato di piombo, di argento 607.

Stannati — Stannato di potassa, di soda, d'ammoniaca, di barite, di calce 608.

INDICE ALFABETICO

A

Acciaio .... Pag. 332
— damaschinato .... » 334
— di cementazione .... » 333
— fuso .... » ivi
— naturale .... » ivi
Acidi del manganese .... » 300
— monobasici .... » 477
— polibasici .... » ivi
— politionici .... » 133
Acido alfatellurico .... » 145
— alfatelluroso .... » 143
— antimonico .... » 227
— antimonioso .... » 225
— antimonioso (v. acido ipoantimonico).
— arsenico .... » 216
— arsenioso .... » 214
— aurico .... » 451
— azofosforico .... » 212
— azotico .... » 165
— azotico anidro .... » 166
— azotico biidrato .... » 168
— azotico fumante (v. acido azotico monoidrato).
— azotico monoidrato .... » 167
— azotoso .... » 125-163
— azotoso-solforico .... » 164
— betatellurico .... » 145
— betatelluroso .... » 144
— bismutico .... » 424
— borico .... » 241
— bromico .... » 155
— bromidrico (v. acido idrobromico).
— bromotunstico .... » 392
— carbonico .... » 234
— carbonico dell'aria .... » 254
— carbonico liquido .... » 236
— carbonico solido .... » ivi
— clorico .... » 152
— cloridrico (v. acido idroclorico).
— clorocarbonico .... » 237
— clorоclorico .... » 154
— clorocromico .... » 383
— cloroperclorico (v. acido clorossiclorico).
Acido cloroso .... Pag. 149
— clorosolforico .... » 138
— clorossiclorico .... » 155
— clorotunstico .... » 391
— cromico .... » 383
— ditionico .... » 134
— ferricianidrico (v. acido idroferricianico).
— ferrico .... » 337
— ferrocianidrico (v. acido idroferrocianico).
— fluoborico .... » 243
— fluoridrico (v. acido idrofluorico).
— fosfatico (v. acido ipofosforico).
— fosforico .... » 194
— fosforico comune .... » 196
— fosforoso .... » 192
— idrobromico .... » 116
— idroclorico .... » 113
— idroclorico liquido .... » 114
— idroferricianico .... » 345
— idroferrocianico .... » 343
— idrofluoborico .... » 244
— idrofluorico .... » 118
— idrofluosilicico .... » 249
— idroiodico .... » 118
— idroselenico (v. seleniuro d'idrogeno).
— idrosolforico (v. protosolfuro d'idrogeno).
— idrotionico (v. protosolfuro d'idrogeno).
— ilmenico .... » 401
— iodico .... » 156
— iodidrico (v. acido idroiodico).
— iperclorico (v. acido ossiclorico).
— iperiodico (v. acido ossiiodico).
— ipermanganico (v. acido ossimanganico).
— ipoantimonico .... » 226
— ipoazotico .... » 125-165
— ipoclorico .... » 150
— ipocloroazotico .... » 171
— ipocloroso .... » 148
— ipofosforico .... » 193
— ipofosforoso .... » 191
— ipoiodico .... » 156

Acido iponitrico (v. acido ipoazotico).
— iposolforico (v. acido ditionico).
— iposolforico bisolforato (v. acido tetrationico).
— iposolforico solforato (v. acido tritionico).
— iposolforico trisolforato (v. acido pentationico).
— iposolforoso .... Pag. 132
— manganico .... » 300
— metafosforico .... » 198
— metantimonico .... » 227
— metastannico .... » 374
— metatitanico .... » 324
— molibdico .... » 394
— molibdoso (v. molibdato di molibdeno).
— muriatico (v. ac. idroclorico).
— niobico .... » 400
— nitrico (v. acido azotico).
— nitrico a 40° (v. acido azotico monoidrato).
— nitrico fumante (v. acido azotico monoidrato).
— nitromuriatico (v. acido ipocloroazotico).
— nitroso (v. acido azotoso).
— nitroso (v. acido ipoazotico).
— nitrosolforico (v. acido solfoazotico).
— nitroso-nitrico (v. acido ipoazotico).
— osman-osmico .... » 397
— osmico .... » ivi
— osmioso .... » ivi
— ossalico .... » 237
— ossiclorico .... » 153
— ossicromico .... » 383
— ossiiodico .... » 157
— ossimanganico .... » 302
— pentationico .... » 136
— perclorico (v. acido ossiclorico).
— periodico (v. acido ossiiodico).
— permanganico (v. acido ossimanganico).
— piombico .... » 413
— pirofosforico .... » 197
— pirolegnoso .... » 87
— rameico .... » 404
— rutenico .... » 466
— selenico .... » 141
— selenidrico (v. seleniuro d'idrogeno)
— selenioso .... » 140
— silicico .... » 244
— silicico idrato .... » 246
— silicico insolubile .... » 245
— silicico solubile .... » ivi
— solfoazotico .... » 172
— solfocarbonico (v. bisolfuro di carbonio).
Acido solfofosforico .... Pag. 200
— solfoiposolforico (v. acido tritionico).
— solforico .... » 122
— solforico anidro .... » ivi
— solforico biidrato .... » 131
— solforico comune (v. acido solforico monoidrato).
— solforico di Nordhausen (v. acido solforico fumante).
— solforico di Sassonia (v. acido solforico fumante).
— solforico fumante .... » 123
— solforico inglese (v. acido solforico monoidrato).
— solforico monoidrato ...... » 124
— solforoso .... » 120
— solforoso idrato .... » 122
— solfosolforico (v. acido iposolforoso).
— sottoipoiodico .... » 156
— stannico .... » 374
— tantalico .... » 399
— tellurico .... » 144
— telluridrico (v. telloruro d'idrogeno).
— telluroso .... » 143
— tetrationico .... » 136
— titanico .... » 323
— tritionico .... » 135
— tunstico .... » 389
— vanadico .... » 387
Acqua .... » 94
— acida .... » 482
— basica .... » 481
— del mare .... » 95
— di calce .... » 290
— di cristallizzazione ...... » 479
— distillata .... » 98
— forte (v. acido azotico).
— madre .... » 8
— marina .... » 307
— ossigenata (v. biossido d'idrogeno).
— regia (v. acido ipocloroazotico).
Acque calcari .... » 98
— dolci (v. acque potabili).
— epatiche (v. acque solfuree).
— minerali .... » 94
— potabili .... » ivi
— solfuree .... » 109
— termali .... » 95
Actinoto .... » 591
Affinità .... » 2-9
Albite .... » 589
Alcali fluore (v. ammoniaca liquida).
Allanite .... » 311
Allotropia .... » 38
Allotropia del cloro .... » 63
— del fosforo .... » 75
— dell'osmio .... » 396
— del selenio .... » 58
— del silicio .... » 93

Allotropia del solfo..............Pag. 56
Allume (v. solfato di potassa e di allumina).
— ammoniacale (v. solfato d'ammoniaca e d'allumina).
— bruciato.................... » 499
— di cromo (v. solfato di cromo e di potassa).
Allumina (v. sesquiossido di alluminio).
Alluminati.......................... » 592
Alluminato d'acqua................. » ivi
— di calce.................... » 593
— di ferro.................... » ivi
— di glucina.................. » ivi
— di magnesia................. » ivi
— di potassa.................. » 592
— di soda..................... » 593
— di zinco.................... » ivi
Alluminio .... » 304
Allunite............................ » 500
Amalgama d'ammonio.............. » 178
Amalgamazione americana .... » 449
Amalgamazione di Freyberg........ » 448
Amalgame (v. leghe di mercurio).
Amfigeno (v. leucite).
Amide di potassio (v. amiduro di potassio).
Amidide d'idrogeno (v. ammoniaca).
Amido-azoturo di tunsteno......... » 392
Amiduro di potassio................ » 175
Ammoniaca.......................... » 173
— dell'aria.................... » 255
— e cloruri .... » 177
— e idracidi................... » ivi
— e ossiacidi.................. » ivi
— e ossidi metallici........... » 176
— liquida...................... » 175
Ammonio .... » 178
Analcime........................... » 589
Analisi dell'aria................... » 251
Anatasio .... » 323
Anfibolo............................ » 590
Anidrite............................ » 494
Antimoniati......................... » 561
Antimoniato di potassa .... » ivi
— di soda..................... » 562
Antimonio.......................... » 78
— ossidato (v. acido antimonioso).
Antimoniti.......................... » 563
Antimonito di ammoniaca.......... » ivi
— di potassa .... » ivi
— di soda..................... » ivi
Antimoniuro di piombo............ » 418
Antracite........................... » 81
Apatite............................. » 543
Apparato di Marsh................. » 220
— di Woolf.................... » 114
Argento............................ » 439
— corneo (v. cloruro di argento).
— di coppella .... » 422
— fulminante.................. » 441
— rosso....................... » 443
Argilla.............................. » 586
Aria atmosferica...................Pag. 250
Arragonite .... » 567
Arseniati........................... » 554
Arseniato di allumina.............. » 556
— di ammoniaca................ » 555
— di argento.................. » 557
— di barite.................... » 556
— di calce..................... » ivi
— di cobalto................... » 557
— di didimio.................. » 556
— di ferro..................... » ivi
— di magnesia................. » ivi
— di manganese................ » ivi
— di mercurio................. » 558
— di nichelio.................. » 557
— di piombo................... » ivi
— di potassa .... » 554
— di rame..................... » 557
— di soda..................... » 555
— di stronziana................ » 556
— di uranile................... » 557
— di zinco.................... » ivi
Arsenico .... » 76
— bianco (v. acido arsenioso).
Arseniti............................ » 558
Arsenito di ammoniaca............ » ivi
— di argento.................. » 560
— di barite.................... » 558
— di calce..................... » 559
— di cobalto................... » 560
— di ferro .... » 559
— di magnesia................. » ivi
— di manganese................ » ivi
— di mercurio................. » 561
— di nichelio.................. » 560
— di percloruro di fosforo...... » 208
— di piombo................... » 560
— di potassa.................. » 558
— di rame..................... » 560
— di soda..................... » 558
— di stronziana................ » ivi
Arseniuri di cobalto............... » 365
Arseniuro di ferro................. » 341
— d'idrogeno .... » 217
— d' idrogeno solido.......... » 218
— di piombo................... » 418
— di zinco.................... » 369
— triidrico (v. arseniuro d'idrogeno).
Assorbimento de' gas per mezzo del carbone................. » 88
Atomi.............................. » 2-29
Attrazione molecolare............ » 2
Azotati............................. » 524
Azotato di allumina................ » 529
— di ammoniaca................ » 528
— di argento.................. » 532
— di barite.................... » 528
— di bismuto.................. » 531
— di cadmio................... » 530
— di calce..................... » 528
— di cobalto................... » 530
— di cromo.................... » 531

Azotato di didimio .... Pag. 529
— di ferro .... » ivi
— di glucina.................. » ivi
— di litina.................... » 527
— di magnesia................ » 528
— di mercurio................ » 533
— di molibdeno .... » 531
— di nichelio................. » 530
— di palladio.................. » 535
— di piombo .... » 531
— di platino................... » 535
— di potassa.................. » 524
— di rame...................... » 531
— di rodio .... » 535
— di soda....................... » 527
— di stagno.................... » 530
— di stronziana............... » 528
— di uranile.................... » 529
— di vanadio.................. » 531
— di zinco...................... » 530
Azotiti .... » 535
Azotito di ammoniaca .... » 536
— di argento.................. » 538
— di barite..................... » 536
— di calce .... » ivi
— di magnesia................ » ivi
— di manganese .... » ivi
— di piombo .... » ivi
— di potassa.................. » 535
— di rame...................... » 536
— di soda...................... » ivi
— di stronziana.............. » ivi
Azoto............................... » 69
— dell'aria..................... » 251
Azoturi metallici .... » 271
— di titanio................... » 325
Azoturo di carbonio (v. cianogeno).
— di cromo.................... » 386
— di ferro...................... » 341
— d' idrogeno (v. ammoniaca).
— di mercurio................ » 436
— di rame...................... » 406
Azzurrite........................... » 573
Azzurro di Berlino (v. sesquiferrocianuro di ferro).
— di Parigi (v. ferricianuro di ferro).
— di Turnbull (v. ferricianuro di ferro).
— minerale .... » 573

B

Bario................................ » 284
Barite (v. protossido di bario).
Basi biacide....................... » 478
— monoacide .... » ivi
— poliacide .... » ivi
Battiture di ferro.................. » 337
Berillo .... » 307
Biantimoniato di potassa......... » 562
Biborato di ammoniaca........... » 581
— di potassa .... » 580
Biborato di soda............... Pag. 580
Bibromuro di tunsteno .... » 391
Bicarbonato di potassa............ » 564
— di soda...................... » 566
Bicianuro di palladio .... » 462
Bicloruro di carbonio.............. » 240
— d'ilmenio.................... » 401
— d'iridio....................... » 465
— di mercurio (v. protocloruro di mercurio).
— di niobio.................... » 400
— di palladio.................. » 461
— di platino................... » 459
— di solfo .... » 138
— di stagno .... » 378
— di tantalio.................. » 399
— di tellurio................... » 146
— di titanio.................... » 324
— di tunsteno .... » 391
— di vanadio.................. » 388
Bicromato di ammoniaca.......... » 595
— di cloruro di potassio........ » ivi
— di potassa............... » 51-594
Biioduro di fosforo................ » 212
— di stagno................... » 379
Bimetantimoniato di ammoniaca..... » 563
— di potassa.................. » 562
— di soda...................... » ivi
Bimolibdato di soda............... » 605
Biossalato di barite................ » 577
— di litina .... » 576
— di potassa.................. » ivi
— di stronziana .... » 537
Biossido di azoto.............. » 125-162
— di bario..................... » 285
— di bismuto (v. perossido di bismuto).
— di calcio.................... » 292
— d'idrogeno.................. » 106
— d'iridio...................... » 464
— di manganese............. » 51-299
— di mercurio (v. protossido di mercurio).
— di molibdeno.............. » 394
— di osmio.................... » 397
— di palladio .... » 461
— di piombo .... » 413
— di platino................... » 458
— di rame .... » 404
— di rutenio................... » 466
— di stagno................... » 373
— di stronzio.................. » 287
— di tunsteno .... » 389
— di vanadio.................. » 387
Biselenito di potassa.............. » 509
Biseleniuro di stagno.............. » 377
Bismuto............................ » 423
Bisolfato di barite.................. » 493
— di calce .... » 494
— di potassa .... » 491
— di soda..................... » 492
Bisolfito di percloruro di fosforo .... » 208
— di potassa .... » 504

Bisolfuro di ammonio............Pag. 180
— di arsenico .... » 217
— di bismuto.................. » 425
— di calcio .... » 293
— di carbonio................. » 238
— di cobalto .... » 365
— di ferro.................... » 339
— d'idrogeno.................. » 111
— di oro...................... » 454
— di platino.................. » 459
— di potassio................. » 277
— di selenio.................. » 142
— di stagno................... » 376
— di tantalio................. » 399
— di tellurio................. » 146
— di titanio.................. » 324
Bitellurato di ammoniaca........... » 512
— di potassa.................. » ivi
— di soda..................... » ivi
Bitunstito di soda (v. tunstato di soda e di tunsteno).
Bivanadato di ammoniaca.......... » 600
Blenda............................ » 369
Bleu Thénard.................... » 546
Borace (v. biborato di soda).
Borati............................ » 580
Borato di ammoniaca............... » 581
— di argento.................. » 584
— di barite................... » 581
— di calce.................... » 582
— di ferro.................... » 583
— di magnesia................. » ivi
— di manganese................ » ivi
— di mercurio................. » 584
— di piombo................... » ivi
— di potassa.................. » 580
— di rame..................... » 583
— di soda..................... » 580
— di stronziana............... » 582
— di uranio................... » 583
Boro.............................. » 91
Boruro di azoto................... » 189
— di ferro.................... » 342
Branchite......................... » 85
Braunite.......................... » 299
Brillante......................... » 80
Brocchite......................... » 323
Bromati........................... » 518
Bromato di ammoniaca.............. » ivi
— di argento.................. » 520
— di barite................... » 518
— di cadmio................... » 519
— di calce.................... » 518
— di cobalto.................. » 519
— di ferro.................... » ivi
— di magnesia................. » ivi
— di mercurio................. » 520
— di nichelio................. » 519
— di piombo................... » ivi
— di platino.................. » 520
— di potassa.................. » 518
— di rame..................... » 519
— di soda..................... » 518
Bromato di stronziana...........Pag. 548
— di uranile.................. » 519
— di zinco.................... » ivi
Bromido idrico (v. acido idrobromico).
Bromo............................. » 64
Bromossido di fosforo............. » 212
Bromuri di fosforo................ » 211
— di tellurio................. » 147
— metallici................... » 270
Bromuro di alluminio.............. » 307
— di ammonio.................. » 181
— di antimonio................ » 232
— di argento.................. » 444
— di arsenico................. » 219
— di bario.................... » 286
— di calcio................... » 294
— di manganese................ » 303
— di nichelio................. » 363
— di piombo................... » 417
— di potassio................. » 278
— di selenio.................. » 143
— di silicio.................. » 249
— di sodio.................... » 282
— di stronzio................. » 287
— di zinco.................... » 368
— di zirconio................. » 310
— intermedio di tunsteno...... » 392
Bronzite.......................... » 586
Bronzo (v. lega di rame e stagno).
Brucite........................... » 296
Butirro di antimonio (v. tricloruro di antimonio).
— di solfo.................... » 55

C

Cadmio............................ » 371
Calamina.......................... » 369-588
Calce (v. protossido di calce).
Calce fluata (v. fluoruro di calcio).
— grassa...................... » 291
— idraulica................... » ivi
— magra....................... » ivi
— sfiorita.................... » 290
— spenta (v. idrato di calce).
— vergine (v. protossido di calce).
— viva (v. protossido di calcio).
Calcio............................ » 288
Calcopirite....................... » 409
Calomelano (v. sottocloruro di mercurio).
Calorico latente del vapore....... » 102
Calorico specifico degli atomi.... » 31
Camaleonte minerale (v. manganato di potassa).
Camere di piombo.................. » 126
Candle-coal..................... » 83
Caolino........................... » 586
Capacità di saturazione........... » 478
Carbonati......................... » 563
— di rame..................... » 573

Carbonato di allumina..........Pag. 569
— di argento.............. » 575
— di barite................ » 567
— di bismuto.............. » 575
— di cadmio............... » 572
— di calce................ » 567
— di cobalto.............. » 571
— di cromo................ » 572
— di didimio.............. » 570
— di ferro............ » 348 ivi
— di litina................ » 566
— di magnesia............. » 568
— di manganese............ » 569
— di mercurio............. » 575
— di nichelio.............. » 571
— di palladio.............. » 575
— di piombo............... » 574
— di potassa............... » 563
— di soda................. » 565
— di stagno............... » 572
— di stronziana........... » 567
— di uranio............... » 570
— di zinco................ » 572
Carbone.................... » 79
— animale................. » 91
— di legno................ » 85
— fossile (v. litantrace).
— depurato (v. *coke*).
— metallico............... » 90
Carbonio................... » 79
Carbonizzazione........... » 85-87
Carburi di argento........... » 445
Carburo di cerio............ » 312
— di ferro............... » 341
— di piombo.............. » 418
Cemento.................... » 292
Cerina..................... » 311
Cerio...................... » ivi
Cerite..................... » ivi
Cerussa.................... » 574
Chermes minerale............. » 228
— nativo (v. ossisolfuro di antimonio).
Cianite.................... » 586
Ciano (v. cianogeno).
Ciano-azoturo di titanio.......... » 326
Cianoferride di potassio (v. ferricianuro di potassio).
Cianoferruro di potassio (v. ferrocianuro di potassio)
Cianogeno.................. » 187
Cianuri di ferro doppi........... » 342
Cianuro di argento.............. » 445
— di ferro magnetico......... » 342
— di mercurio............. » 435
— di palladio.............. » 462
— di piombo.............. » 418
— di potassio.............. » 279
Cimofane................... » 593
Cinabro.................... » 436
Circone.................... » 308
Classificazione de' metalli.......... » 271
— dei metalloidi............ » 44
Classificazione degli ossidi metallici.Pag. 268
Cloramiduro di mercurio.......... » 437
Clorati.................... » 513
Clorato di ammoniaca............ » 514
— di argento.............. » 516
— di barite............... » 514
— di calce................ » 515
— di cobalto.............. » ivi
— di ferro................ » ivi
— di litina................ » 514
— di magnesia............. » 515
— di manganese........... » ivi
— di mercurio............. » ivi
— di nichelio.............. » ivi
— di piombo.............. » ivi
— di potassa............. » 51-513
— di rame................ » 515
— di soda................. » 513
— di stronziana............ » 514
— di zinco................ » 515
Cloraurato di potassa............» 455
Clorido idrico (v. acido idroclorico).
— mercurico (v. protocloruro di mercurico).
Cloriti..................... » 516
Clorito di argento............... » ivi
— di barite............... » ivi
— di piombo.............. » ivi
— di potassa.............. » ivi
— di soda................ » ivi
— di stronziana........... » ivi
Cloro...................... » 60
Cloro-arseniato di piombo......... » 557
Clorofane (v. fluoruro di calcio).
Clorofosfuro di azoto............ » 210
Cloroplatinati................ » 459
Clorosolfati di solfuro di azoto...... » 184
Clorosolfuro di antimonio.......... » 231
— di carbonio............. » 239
— di fosforo.............. » 209
— di silicio................ » 248
Clorossido di fosforo............ » 209
Clorossiduro di fosforo........... » 210
Cloruri ammoniacali di mercurio.... » 437
— di carbonio............. » 239
— di molibdeno............ » 395
— di osmio............... » 398
— di rutenio.............. » 466
— di selenio.............. » 143
— di solfo................ » 137
— di tellurio.............. » 146
— metallici............... » 270
Cloruro di alluminio............ » 306
— di ammonio............. » 181
— di argento.............. » 443
— di arsenico............. » 218
— di azoto................ » 185
— di bario................ » 286
— di boro................ » 243
— di cadmio.............. » 372
— di calce (v. ipoclorito di calce).
— di calcio............... » 293
— di didimio.............. » 315

Cloruro di glucio.............Pag. 308
— d'ittrio.................... » 317
— di lantano.................. » 313
— di litio.................... » 284
— di piombo................... » 416
— di potassio................. » 278
— di silicio.................. » 247
— di sodio.................... » 281
— di stronzio................. » 287
— d'uranile................... » 321
— di zinco.................... » 368
— di zirconio................. » 310
— intermedio di tunsteno...... » 391
Cobalto....................... » 363
— arsenicale.................. » ivi
— grigio...................... » ivi
Coesione...................... » 2
Coke........................ » 90
Colcotar (v. sesquiosssido di ferro).
Colombio (v. tantalio).
Colore de' metalli............ » 265
Combinazioni degli ossiacidi dell'iodo coll'acido solforico........ » 158
— dei corpi metalloidi........ » 94
— simultanee.................. » 14
Combustione................... » 257
— del carbone................. » 52
— del diamante................ » 81
— del ferro................... » 52
— del fosforo................. » 52-74
— dell'idrogeno............... » 49
— del solfo................... » 52
Composizione dell'acqua....... » 103
— dell'aria................... » 251
Composti ammoniacali del mercurio. » 436
— del platino................. » 459
Composti che hanno per radicale l'antimonio................ » 225
— che hanno per radicale l'arsenico................ » 214
— che hanno per radicale l'azoto » 160
— che hanno per radicale il boro » 241
— che hanno per radicale il bromo................ » 155
— che hanno per radicale il carbonio................ » 233
— che hanno per radicale il cloro » 147
— che hanno per radicale il fosforo................ » 190
— che hanno per radicale l'idrogeno................ » 94
— che hanno per radicale l'iodo. » 156
— che hanno per radicale il selenio................ » 140
— che hanno per radicale il silicio................ » 244
— che hanno per radicale il solfo » 120
— che hanno per radicale il tellurio................ » 143
Condensazione de' gas......... » 6
Congelazione dell'acqua....... » 99-103
Copparosa (v. solfato di ferro).
Coppellazione................. » 421
Corpi alogeni.............Pag. 60
— amfigeni.................... » 50
— fissi....................... » 4
— indecomposti (v. corpi semplici).
— infusibili.................. » 4
— isodimorfi.................. » 226
— refrattarii (v. corpi infusibili).
— semplici.................... » 1
— — del 1.° gruppo........ » 50
— — del 2.° gruppo........ » 60
— — del 3.° gruppo........ » 69
— — del 4.° gruppo........ » 78
Corundon...................... » 305
Crisoberillo.................. » 307-593
Cristalli delle camere di piombo (v. acido azotoso-solforico).
Cristallizzazione............. » 8
Cristallo..................... » 591
— di monte (v. quarzo).
— minerale (v. sal prunelle).
Cromati....................... » 593
Cromato di allumina........... » 596
— di ammoniaca................ » 595
— di argento.................. » 597
— di barite................... » 595
— di calce.................... » ivi
— di cobalto.................. » 596
— di cromo.................... » ivi
— di magnesia................. » 595
— di manganese................ » 596
— di mercurio................. » 597
— di nichelio................. » 596
— di piombo................... » 597
— di potassa.................. » 593
— di rame..................... » 596
— di soda..................... » 595
— di stronziana............... » ivi
— di zinco.................... » 596
Cromiti....................... » 381
Cromito di calce.............. » ivi
Cromo......................... « 380
— ossidulato.................. » 382
Crown-glass................. » 591

D

Decomposizione dell'ammoniaca..... » 174
Depurazione dell'acido azotico...... » 169
— dell'acqua.................. » 96
— del mercurio................ » 482
Deutobromuro (v. bibromuro).
Deutocloruro (v. bicloruro).
Deutoioduro (v. biioduro).
Deutosolfuro (v. bisolfuro).
Deutossido (v. biossido).
Deutossido di cloro (v. acido ipoclorico).
Diamante...................... » 80
— di natura................... » ivi
Diasporo...................... » 305-592
Didimio....................... » 313

Dilatazione de' corpi............Pag. 5
— degli angoli de' cristalli...... » 34
Dimorfismo..................... » 9-36
— dell'acido antimonioso....... » 225
— dell'acido arsenioso......... » 215
— dell'acido stannico.......... » 375
— del palladio................. » 461
— del solfo.................... » 56
— dello zinco.................. » 366
Dioptasio...................... » 588
Dissodile...................... » 85
Disteno (v. cianite).
Distillazione dell'acido solforico..... » 130
— del mercurio................. » 427
— *per ascensum*............... » 367
— *per descensum*.............. » ivi
Ditionati...................... » 507
Ditionato di allumina.......... » ivi
— di ammoniaca................. » ivi
— di argento................... » 508
— di barite.................... » 507
— di calce..................... » ivi
— di cromo..................... » 508
— di ferro..................... » ivi
— di magnesia.................. » 507
— di manganese................. » ivi
— di mercurio.................. » 508
— di nichelio.................. » ivi
— di piombo.................... » ivi
— di potassa................... » 507
— di rame...................... » 508
— di soda...................... » 507
— di stronziana................ » ivi
— di zinco..................... » 508
Ditioniti (v. iposolliti).
Dolomite....................... » 568
Donario........................ » 311
Doppia decomposizione.......... » 15
Durezza de' metalli............ » 266
Duttilità...................... » 263

E

Ebollizione.................... » 4
— dell'acqua................... » 102
Efflorescenza.................. » 480
Elementi (v. corpi semplici).
Elettro........................ » 446
Ematite bruna.................. » 348
— rossa........................ » ivi
Eptasolfuro d'ammonio.......... » 181
Equivalenti.................... » 19
— composti..................... » 25
Erbina (v. ossido d'erbio).
Erbio.......................... » 317
Erubescite..................... » 409
Eschinite...................... » 398
Estrazione dell'argento........ » 447
— del mercurio................. » 438
— dei metalli.................. » 267
— del platino.................. » 457
Etiope marziale................ » 336
— minerale..................... » 436
Etite...........................Pag. 348
Etogeno (v. boruro d'azoto).
Euclasia....................... » 307
Euclorino (v. acido cloroclorico).
Eucroite....................... » 557
Eudiometro..................... » 48
Evaporazione................... » 100

F

Fabbrica d'acido solforico..... » 127
Fabbricazione del ferro........ » 349
— del piombo................... » 419
— del rame..................... » 408
— dello stagno................. » 379
— dello zinco.................. » 369
Farmacolite.................... » 556
Feldispato..................... » 589
Fenachite...................... » 587
Fenomeni di contatto........... » 16
Ferraccio (v. ghisa).
Ferrati........................ » 599
Ferrato di barite.............. » ivi
— di potassa................... » 337-ivi
— di soda...................... » ivi
Ferricianuro di ferro.......... » 346
— di potassio.................. » ivi
Ferriere alla catalana......... » 349-350
Ferro.......................... » 327
— carbonato litoide............ » 348
Ferrocianogeno................. » 343
Ferrocianuro di potassio....... » 344
Ferro cromato.................. » 380
— fuso (v. ghisa).
— nativo....................... » 347
— oligisto..................... » 335-347
— ossidato geodico (v. etite).
— ossidulato................... » 336
— piroforico................... » 13-328
— spatico...................... » 348-570
— speculare.................... » 335
— titanifero................... » 322
Fiamme perdute de' forni fusorii... » 358
Fine-metal................... » 360
Fiori di solfo................. » 54
— di zinco (v. protossido di zinco).
Flint-glass.................. » 591
Flogisto....................... » 60
Fluore......................... » 69
Fluorido idrico (v. acido idrofluorico).
Fluoruri....................... » 271
Fluoruro di ammonio............ » 182
— di antimonio................. » 232
— di argento................... » 444
— di arsenico.................. » 219
— di bario..................... » 287
— di boro...................... » 243
— di calcio.................... » 294
— di cerio..................... » 311
— di mercurio.................. » 435
— di piombo.................... » 418
— di rame...................... » 406
— di silicio................... » 249

Fluoruro di stronzio............Pag. 288
— di tellurio................ » 147
Flusso nero.................... » 564
Formule chimiche............... » 23
Fornaci da calce............... » 288
Forni a *puddler* (v. raffinazione della ghisa col metodo inglese).
— di raffinazione............. » 359
— fusorii................ » 350-352
Forza catalitica (v. fenomeni di contatto)
— elastica del vapore........ » 5-101
Fosfati........................ » 539
Fosfato di allumina............ » 544
— di ammoniaca............... » 541
— di argento................. » 548
— di barite.................. » 542
— di calce................... » ivi
— di cobalto................. » 546
— di cromo................... » ivi
— di didimio................. » 545
— di ferro................... » ivi
— d'ittria................... » 315
— di magnesia................ » 544
— di manganese............... » ivi
— di mercurio................ » 547
— di nichelio................ » 546
— di piombo.................. » ivi
— di potassa................. » 540
— di rame.................... » 546
— di soda.................... » 540
— di uranile................. » 545
— di uranio.................. » ivi
— di vanadio................. » 546
— di zinco................... » ivi
Fosfiti........................ » 552
Fosfito di ammoniaca........... » ivi
— di barite.................. » ivi
— di calce................... » 553
— di ferro................... » ivi
— di magnesia................ » ivi
— di manganese............... » ivi
— di piombo.................. » ivi
— di potassa................. » 552
— di rame.................... » 553
— di soda.................... » 552
— di stronziana.............. » ivi
— di zinco................... » 553
Fosforite...................... » 543
Fosforo........................ » 72
— di Balduino................ » 528
— rosso...................... » 76
Fosfuri di rame................ » 406
— d'idrogeno................. » 204
— di tunsteno................ » 392
Fosfuro di alluminio........... » 307
— di argento................. » 445
— di azoto................... » 186
— di calcio.................. » 294
— di cromo................... » 386
— di ferro................... » 341
— di manganese............... » 303
— di nichelio................ » 363
Fosfuro di oro.............Pag. 455
— di piombo.................. » 418
— di platino................. » 459
— di stagno.................. » 379
— di zinco................... » 368
— gassoso d'idrogeno......... » 205
— liquido d'idrogeno......... » 204
— solido d'idrogeno.......... » ivi
Fungo del bismuto.............. » 423
Fusibilità de' metalli......... » 262
Fusione........................ » 4

G

Gadolinite................. » 311-315
Gagate (v. giaietto).
Gahnite........................ » 593
Galena (v. solfuro di piombo).
Gas............................ » 3
— coercibili................. » ivi
— de' forni fusorii.......... » 357
— delle paludi............... » 85
— nitroso (v. biossido d'azoto).
— non permanenti (v. gas coercibili).
— permanenti................. » 3
— provenienti dalla combustione della polvere.............. » 525
Gassometro..................... » 46
Gesso (v. solfato di calce).
Ghiaccio....................... » 100
Ghisa.......................... » 331
Giaietto....................... » 84
Giallo di Cassel (v. ossicloruri di piombo).
— di cromo................... » 597
— di Turner (v. ossicloruri di piombo).
— di Verona (v. ossicloruri di piombo).
— minerale (v. ossicloruri di piombo).
Gibsite................... » 305-592
Glucina (v. ossido di glucio).
Glucio......................... » 307
Grafite........................ » 81
Granato........................ » 589

H

Haussmanite.................... » 299

I

Idramide (v. ammoniaca).
Idrati di sesquiossido di cromo...... » 382
Idrato di barite............... » 285
— di cadmio.................. » 372
— di calce................... » 290
— di cloro................... » 62
— di didimio................. » 314

Idrato di ossido salino di cobalto..Pag. 365
— di ossido salino di ferro...... » 337
— di potassa................ » 274
— di protossido di cobalto...... » 364
— — di piombo...... » 413
— — di stagno....... » 373
— di sesquiossido di cobalto.... » 365
— — d' iridio........ » 464
— di soda................ » 281
— di zinco................ » 368
— di zirconia............... » 309
Idrobromati (v. bromuri).
Idrocarbonato di calce............. » 290
— di magnesia............... » 568
— di piombo................ » 574
— di zinco................. » 572
Idrocianati (v. cianuri).
Idroclorati (v. cloruri).
Idrofane...................... » 246
Idrofluati (v. fluoruri).
Idrogeno....................... » 44
— arseniato (v. arseniuro d'idrogeno).
— arsenicale (v. arseniuro d'idrogeno).
— perfosforato (v. fosfuro gassoso d'idrogeno).
— protofosforato (v. fosfuro gassoso d'idrogeno).
— seleniato (v. seleniuro d' idrogeno).
— solforato (v. protosolfuro d'idrogeno).
— tellurato (v. telloruro d' idrogeno).
Idroiodati (v. ioduri).
Idroiodato di fosfuro d'idrogeno.... » 206
Idroioduro di azoto............... » 185
Idruro di rame.................. » 406
Ilmenio....................... » 401
Incisione sul vetro.............. » 119
Influenza del calorico sull'affinità ... » 11
— del contatto sull'affinità...... » 12
— della coesione sull'affinità.... » 10
— della pressione sull'affinità.... » 14
Iodati........................ » 520
Iodato di barite................. » 521
— di calce.................. » ivi
— di litina.................. » 520
— di magnesia............... » 521
— di mercurio............... » ivi
— di potassa................ » 520
— di rame.................. » 521
— di soda.................. » 520
— di stronziana............... » 521
Iodido idrico (v. acido idriodico).
Iodimide (v. idroioduro di azoto).
Iodo......................... » 66
Ioduri di fosforo .... » 212
— di oro................... » 455
— di rame.................. » 406
— di tellurio................ » 147
Ioduri metallici.................Pag. 271
Ioduro di ammonio.............. » 181
— di antimonio.............. » 232
— di argento................ » 444
— di arsenico................ » 219
— di azoto (v. idroioduro di azoto).
— di bario.................. » 286
— di cadmio................. » 372
— di calcio.................. » 294
— di litio................... » 284
— di manganese.............. » 303
— di piombo................. » 417
— di potassio................ » 279
— di stronzio................ » 287
— di zinco.................. » 368
Ipersolfuro d' idrogeno (v. bisolfuro).
Ipocloriti...................... » 516
Ipoclorito di calce.......... » 64-148-517
— di potassa................ » 516
— di soda.................. » 517
Ipofositi.................. » 192-553
Ipofosfito di ammoniaca........... » 554
— di barite................. » ivi
— di calce.................. » ivi
— di ferro.................. » ivi
— di magnesia............... » ivi
— di manganese.............. » ivi
— di piombo................. » ivi
— di potassa................ » 553
— di rame.................. » 554
— di soda.................. » ivi
— di zinco.................. » ivi
Iposolfiti...................... » 502
Iposolfito di ammoniaca........... » ivi
— di barite................. » ivi
— di calce.................. » 503
— di cobalto................ » ivi
— di ferro.................. » ivi
— di magnesia............... » ivi
— di nichelio................ » ivi
— di piombo................. » ivi
— di potassa................ » 502
— di rame.................. » 503
— di soda.................. » 502
— di stronziana.............. » 503
Iridio........................ » 463
Isomeria...................... » 37
— dei composti del fosforo..... » 203
— dell'acido antimonico........ » 227
— dell'acido arsenioso......... » 215
— dell'acido fosforico...... » 195-199
— dell'acido tantalico.......... » 399
Isomorfismo.................... » 9-34
— dei sali di ammoniaca e di potassa...................... » 178
Isotunstati..................... » 390
Ittria (v. ossido d' ittrio).
Ittrio......................... » 315
Ittrocerite.................. » 311-315
Ittroilmenite.................... » 398
Ittrotantalite............... » 315-398
Iunckerite..................... » 570

L

Laccamuffa .... Pag. 473
Lana philosophica (v. protossido di zinco).
Lantano .... » 313
Latte di calce .... » 290
— di solfo .... » 55
Lega de'tam-tam .... » 408
— di argento e mercurio .... » 446
— di argento ed oro .... » ivi
— di argento e rame .... » 445
— di Darcet (v. lega fusibile).
— di potassio e sodio .... » 282
— di rame e stagno .... » 407
— di rame e zinco .... » ivi
— fusibile .... » 425
Leggi di Berthollet .... » 14
Leghe di argento .... » 445
— di bismuto .... » 425
— di mercurio .... » 437
— di oro .... » 455
— di piombo e stagno .... » 418
— di rame .... » 407
Legno fossile (v. lignite).
Leucite .... » 589
Lignite .... » 84
Limite dell' elasticità normale de' metalli .... » 265
Liquazione .... » 448
Liquore fumante di Libavio (v. bicloruro di stagno).
Litantrace .... » 82
— compatto .... » 83
— grasso .... » ivi
— secco o magro .... » ivi
Litargirio .... » 413
Litina (v. ossido di litio).
Litio .... » 283
Loppa (v. scorie de'forni fusorii).

M

Macchie antimoniali .... » 221
— arsenicali .... » ivi
Magistero di solfo .... » 55
Magistrale .... » 449
Magnesia (v. ossido di magnesio).
— alba (v. idrocarbonato di magnesia).
— calcinata (v. ossido di magnesio).
Magnesio .... » 295
Magnesite .... » 568
Malachite .... » 573
— silicica .... » 588
Malleabilità .... » 263
Malta .... » 291
Mancianite .... » 588
Manganati .... » 598
Manganato di barite .... » ivi
Manganato di potassa .... Pag. 300-598
Manganese .... » 297
Manganite .... » 299
Marne .... » 587
Massicot .... » 413
Massima densità dell'acqua .... » 99
Massimo freddo .... » 5
Mercurio .... » 426
— dolce (v. sottocloruro di mercurio).
Merda di diavolo (v. dissodile).
Mesotipo .... » 589
Metafosfati .... » 550-552
Metafosfato di allumina .... » 550
— di argento .... » 552
— di barite .... » 550-551
— di cobalto .... » ivi
— di cromo .... » ivi
— di ferro .... » ivi
— di manganese .... » ivi
— di nichelio .... » ivi
— di piombo .... » 552
— di potassa .... » 550
— di rame .... » 551
— di soda .... » 550-551
Metalli .... » 262
— della 1. sezione .... » 272
— della 2. sezione .... » 297
— della 3. sezione .... » 327
— della 4. sezione .... » 388
— della 5. sezione .... » 402
— della 6. sezione .... » 426
— fragili .... » 263
Metalline .... » 409
Metantimoniati .... » 561
Metantimoniato di potassa .... » 562
Metatunstati .... » 390
Metodo belgico per la fabbricazione dello zinco .... » 369
— inglese per la fabbricazione dello zinco .... » 370
— silesiano per la fabbricazione dello zinco .... » ivi
Minerali di ferro .... » 347
— di zinco .... » 369
— oolitico .... » 348
Miniera di platino .... » 456
Minio .... » 414
Misorina .... » 573
Mispickel .... » 341-361
Molecole (v. atomi).
Molibdati .... » 604
Molibdato di argento .... » 607
— di barite .... » 606
— di barite a 9 equivalenti di acido .... » ivi
— di molibdeno .... » ivi
— di piombo .... » 607
— di potassa .... » 604
— di soda .... » 605
Molibdeno .... » 393
Muriati (v. cloruri).

N

Natron........................Pag. 565
Nefelina........................ » 589
Nero di avorio .... » 91
— di fumo .... » 90
— di osso.................. » 91
— di platino................ » 457
Neutralità de'sali................ » 473
Neve .... » 100
Nichel (v. nichelio).
— arsenicale .... » 361
— grigio.................. » ivi
Nichelio........................ » ivi
Nihil album (v. protossido di zinco).
Niobio .... » 400
Nitrati (v. azotati).
Nitriti (v. azotiti).
Nitro (v. azotato di potassa).
— cubico (v. azotato di soda).
— di prima cotta.............. » 527
— di seconda cotta.......... » ivi
Nitrogeno (v. azoto).
Nomenclatura chimica.............. » 40
Numeri proporzionali (v. equivalenti).

O

Olio di tartaro.................... » 564
— di vetriolo (v. acido solforico monoidrato).
Olivenite .... » 557
Ooliti .... » 348
Opale.......................... » 246
Orangite .... » 310
Orniblenda........................ » 591
Oro............................ » 450
— fulminante................ » 452
— musivo (v. bisolfuro di stagno).
— verde.................... » 446
Orpimento (v. trisolfuro di arsenico).
Ortite.................... » 311-315
Ortosa .... » 589
Osmio.......................... » 395
Osmiuro d' iridio .... » ivi
Ossalati .... » 575
Ossalato di allumina.............. » 578
— di ammoniaca. .... » 576
— di argento .... » 579
— di barite.................. » 577
— di cadmio................ » 579
— di calce .... » 577
— di cobalto................ » 579
— di cromo .... » ivi
— di cromo e di potassa........ » ivi
— di didimio................ » 578
— di ferro.................. » ivi
— di litina.................. » 576
— di magnesia .... » 577
— di manganese .... » 578
— di mercurio .... » 579
— di nichelio .... » 578
Ossalato di piombo.............Pag. 579
— di potassa................ » 575
— di rame.................. » 579
— di soda .... » 576
— di stronziana .... » 577
— di uranile................ » 578
— di uranio .... » ivi
— di zinco .... » 579
Ossi-amido-azoturo di tunsteno.... » 393
Ossicloruri di mercurio .... » 433
— di piombo................ » 417
— di solfo.................. » 138
Ossicloruro di antimonio .... » 231
— di calcio.................. » 294
— di cromo.................. » 384
Ossidazione dei metalli .... » 267
— del ferro.................. » 329
— del mercurio .... » 427-428
Ossidi salini di ferro .... » 336
— — di rodio.............. » 462
Ossido ammoniacale di mercurio.... » 437
— aurico (v. acido aurico).
— azzurro di tunsteno (v. tunstato di tunsteno).
— bianco di arsenico (v. acido arsenioso).
— di ammonio .... » 179
— di antimonio (v. acido antimonioso).
— di arsenico................ » 214
— di bismuto .... » 424
— di cadmio................ » 372
— di carbonio................ » 233
— di cloro (v. acido ipocloroso).
— di erbio .... » 318
— di ferro magnetico (v. ferro ossidulato).
— — idrato.............. » 337
— di fosforo .... » 190
— di glucio.................. » 307
— d'ilmenio .... » 401
— d'ittrio.................. » 316
— di lantano................ » 313
— di litio .... » 283
— di magnesio .... » 296
— di selenio .... » 140
— di terbio.................. » 317
— di torio .... » 310
— di uranile .... » 320
— di zinco (v. protossido di zinco).
— di zirconio................ » 309
— giallo di mercurio .... » 430
— idrico (v. acqua).
— nitrico (v. biossido di azoto).
— nitroso (v. protossido di azoto).
— pulce (v. biossido di piombo).
— rosso di mercurio .... » 50
— salino di cerio .... » 312
— — di cobalto.............. » 365
— verde di uranio.............. » 321
Ossidulo di azoto (v. protossido di azoto).
Ossigeno........................ » 50

Ossigeno dell'aria..............Pag. 251
Ossiiodati........................ » 521
Ossiiodato di ammoniaca.......... » 522
— di barite.................... » 523
— di calce..................... » ivi
— di litina.................... » 522
— di magnesia.................. » 523
— di piombo.................... » 524
— di potassa................... » 522
— di rame...................... » 524
— di soda...................... » 522
— di stronziana................ » 523
— di zinco..................... » ivi
Ossiioduri di piombo.............. » 417
Ossiioduro ammoniacale di mercurio. » 437
— di bismuto................... » 425
Ossimanganati..................... » 598
Ossimanganato di magnesia......... » 599
— di potassa................... » 598
— di soda...................... » ivi
Ossisali.......................... » 468
— di ammoniaca................. » 177
Ossisolfuro di antimonio.......... » 230
— di didimio................... » 315
Ottone (v. lega di rame e zinco).

P

Palladio.......................... » 460
Paracianogeno..................... » 188
Paratunstati...................... » 390
Pelopio........................... » 400
Pentamolibdato di potassa......... » 605
Pentasolfuro di ammonio........... » 180
— di antimonio................. » 230
— di arsenico.................. » 217
— di fosforo................... » 203
— di potassio.................. » 278
Pepiti di oro..................... » 450
Perbromuro d'iodo................. » 159
Percloruro di antimonio........... » 231
— di fosforo................... » 207
— di manganese................. » 303
— di vanadio................... » 388
Perfluoruro di manganese.......... » 303
Periclasia........................ » 296
Peridoto.......................... » 585
Perossido d'argento............... » 442
— di azoto (v. acido ipoazotico).
— di bismuto................... » 424
— di didimio................... » 314
— di manganese (v. biossido di manganese).
— di piombo (v. biossido di piombo).
— di potassio.................. » 276
— di zinco..................... » 368
Persolfuro di antimonio (v. pentasolfuro di antimonio).
— di arsenico.................. » 217
— di ferro..................... » 359
— di fosforo................... » 203
Pesi atomici...................... » 30
Phillipsite (v. erubescite).
Piastre fusibili................Pag. 426
Pietra calcare.................... » 288
— infernale.................... » 532
— turchina (v. solfato di rame).
Piombaggine (v. grafite).
Piombati.......................... » 414
Piombo............................ » 411
— di opera..................... » 421
— fosfato...................... » 547
Pirite bianca (v. pirite prismatica).
— cubica....................... » 339
— di oro (v. pirite cubica).
— di rame...................... » 402
— gialla (v. pirite cubica).
— magnetica.................... » 338
— marziale (v. pirite cubica).
— prismatica................... » 339
Pirocloro..................... » 310-398
Piroforo di Homberg............... » 499
Pirofosfati....................... » 548
Pirofosfato di allumina........... » 549
— di ammoniaca................. » ivi
— di argento................... » 550
— di barite.................... » 549
— di cadmio.................... » ivi
— di calce..................... » ivi
— di cromo..................... » ivi
— di ferro..................... » ivi
— di magnesia.................. » ivi
— di manganese................. » ivi
— di mercurio.................. » 550
— di nichelio.................. » ivi
— di piombo.................... » 549
— di potassa................... » 548
— di rame...................... » 550
— di soda...................... » 548
— di stronziana................ » 549
— di zinco..................... » ivi
Pirortite......................... » 315
Pirosseno......................... » 590
Platino........................... » 456
— fulminante................... » 458
— spongioso (v. spugna di platino).
Pleonasto......................... » 593
Polibasicità...................... » 478
Polimorfismo...................... » 9-36
Polisolfuro d'idrogeno (v. bisolfuro d'idrogeno)
— di piombo.................... » 416
Politunstati...................... » 390
Polvere da sparo.................. » 524
— dell'Algarotti (v. ossicloruro di antimonio).
Pompholix (v. protossido di zinco). 416
Porcellana di Reaumur............. » 592
Porpora di Cassius................ » 452
Potassa (v. idrato di potassa).
— caustica (v. idrato di potassa).
Potassio.......................... » 272
Potere calorifico................. » 259
— riscaldante (v. potere calorifico).

Pozzolana .... Pag. 292
Precipitato bianco (v. cloramiduro di mercurio).
— per se (v. protossido di mercurio).
— rosso (v. protossido di mercurio).
Preparazione degli ossidi metallici... » 269
— del minerale di ferro........ » 349
Proporzioni chimiche............... » 17
— multiple .... » 23
Proprietà generali dei sali .... » 483
Protobromuro di cobalto .... » 365
— di ferro.................... » 340
— d' iodo .... » 159
— di rame.................... » 406
Protocianuro di ferro .... » 342
— di palladio .... » 462
Protocloruro di carbonio .... » 240
— di cobalto................ » 365
— di cromo .... » 384
— di ferro.................. » 339
— d' iodo .... » 159
— d'iridio.................. » 464
— di manganese .... » 303
— di mercurio................ » 431
— di mercurio (v. sottocloruro di mercurio.
— di nichelio............... » 363
— di oro .... » 454
— di palladio.... .... » 461
— di platino................ » 459
— di rame .... » 405
— di rodio.................. » 463
— di solfo .... » 137
— di stagno................. » 377
— di tellurio................ » 146
— di uranio................. » 320
Protofluoruro di ferro............ » 341
— di manganese.............. » 303
Protoioduro di ferro............. » 340
— di mercurio............... » 434
— di oro .... » 455
— di rame .... » 406
— di stagno................. » 378
Protoseleniuro di stagno .... » 377
Protosolfuro di ammonio .... » 179
— di bario.................. » 286
— di calcio................. » 292
— di cobalto .... » 365
— di cromo.................. » 384
— di ferro.................. » 338
— di fosforo................ » 202
— d' idrogeno .... » 109
— di manganese.............. » 303
— di mercurio............... » 436
— di nichelio............... » 362
— di palladio.............. » 461
— di platino................ » 458
— di potassio............... » 276
— di rame .... » 405
— di stagno................ » 375
Protossido di argento.............. » 441
Protossido di azoto............ Pag. 160
— di bario.................. » 284
— di calcio.................. » 288
— di cerio .... » 311
— di cloro (v. acido clorocloríco).
— di cobalto .... » 364
— di cromo.................. » 380
— di didimio................ » 314
— di ferro .... » 335
— d'idrogeno (v. acqua).
— d' iridio................. » 464
— di manganese.............. » 298
— di mercurio.............. » 429
— di mercurio (v. sottossido di mercurio).
— di molibdeno .... » 394
— di nichelio............... » 362
— di oro.................... » 451
— di osmio .... » 396
— di palladio............... » 461
— di piombo................. » 413
— di platino .... » 458
— di potassio............... » 274
— di rame .... » 404
— di rodio.................. » 462
— di rutenio................ » 465
— di sodio.................. » 281
— di stagno................. » 373
— di stronzio............... » 287
— di tantalio .... » 399
— di titanio................ » 322
— di uranio................. » 319
— di vanadio................ » 386
— di zinco.................. » 367
Prussiati (v. cianuri o ferrocianuri).
— giallo (v. ferrocianuro di potassio).
— rosso (v. ferricianuro di potassio).

Q

Quarzo .... » 92
Quatriborato di ammoniaca......... » 581
— di soda.................. » ivi
Quatricloruro di antimonio.......... » 231
Quatrimoliddato di potassa .... » 605
Quatriselenito di zinco............. » 511
Quatrisolfuro di antimonio .... » 230
Quatritellurato di ammoniaca....... » 512
— di potassa .... » ivi
— di soda.................. » ivi
Quatrossalato di potassa............ » 576

R

Radicali........................ » 23
Raffinazione dell' argento........... » 447
— della ghisa................ » 359
— — col metodo inglese.. » 360
Rame........................... » 402
— grigio..................... » ivi

Rame in rosette.................Pag. 411
— nero.......................» 410
— ossidulato...............» 403-409
— piritoso (v. erubescite).
Realgar (v. bisolfuro di arsenico).
Reazioni degli antimoniati..........» 487
— degli antimoniti.............» ivi
— degli arseniati..............» ivi
— degli arseniti...............» ivi
— degli azotati................» 486
— dei borati...................» 488
— dei bromati..................» 486
— dei carbonati................» 488
— dei clorati..................» 486
— dei ditionati................» 485
— dei fosfati..................» 486
— dei fosfiti..................» 487
— degl'iodati..................» 486
— degl' ipocloriti.............» ivi
— degl' ipofosfiti.............» 487
— degl' iposolfiti.............» 485
— degli ossalati...............» 488
— degli ossiclorati............» 486
— degli ossiiodati.............» ivi
— dei sali di allumina..........» 490
— — di ammoniaca........» 489
— — di argento..........» 491
— — di barite...........» 489
— — di bismuto..........» 490
— — di calce............» 489
— — di cobalto..........» 490
— — di cromo............» ivi
— — di ferro............» ivi
— — di litina...........» 489
— — di magnesia.........» ivi
— — di manganese........» 490
— — di mercurio.........» ivi
— — di oro..............» 491
— — di piombo...........» 490
— — di platino..........» 491
— — di potassa..........» 489
— — di rame.............» 490
— — di soda.............» 489
— — di stagno...........» 490
— — di stronziana.......» 489
— — di zinco............» 490
— dei seleniati................» 485
— dei seleniti.................» ivi
— dei silicati.................» 488
— dei solfati..................» 485
— dei solfiti..................» ivi
— dei tellurati................» 486
— dei telluriti................» ivi
Respirazione animale...........» 53-261
Ricerca chimico-legale dell'arsenico..» 220
Riduzione della galena..............» 420
Ripristinazione dell'arsenico.......» 220
Riscaldamento per mezzo del vapore.» 102
Risigallo (v. bisolfuro di arsenico).
Rivivicazione del litargirio.........» 423
Rodio................................» 402
Rodonite.............................» 587
Rubino...............................» 305
Rubino spinello (v. spinello rosso).
Ruggine.........................Pag. 329
Rutenio.............................» 465
Rutilo..............................» 323

S

Saldatura (v.leghe di piombo e stagno).
Sale amaro (v. solfato di magnesia).
— ammoniaco (v. cloruro d'ammonio).
— comune (v. cloruro di sodio).
— di Epsom (v. solfato di magnesia).
— d' Inghilterra (v. solfato di magnesia).
— di Seidlitz (v. solfato di magnesia).
— di Schelippe (v. solfoantimoniato di potassio).
— di stagno (v. protocloruro di stagno).
— gemma (v. cloruro di sodio).
— inglese (v. solfato di magnesia).
— marino (v. cloruro di sodio).
— prunelle.....................» 524
Sali acidi.........................» 474
— aloidi.......................» 470
— amidi........................» ivi
— basici.......................» 474
— efflorescenti................» 480
— in generale..................» 467
— neutri.......................» 474
Scheelite..........................» 602
Schiuma di rame....................» 557
Scorie de'forni fusorii............» 355
— delle ferriere alla catalana....» 350
Scorodite..........................» 556
Seleniati..........................» 509
Seleniato di allumina..............» ivi
— di argento...................» ivi
— di barite....................» ivi
— di calce.....................» ivi
— di ferro.....................» ivi
— di magnesia..................» ivi
— di piombo....................» ivi
— di potassa...................» ivi
— di rame......................» ivi
— di soda......................» ivi
Selenido idrico (v. seleniuro d'idrogeno).
Selenidrati........................» 113
Selenio............................» 58
Selenisali.........................» 468
Seleniti...........................» 509
Selenito di ammoniaca..............» 510
— di argento...................» 511
— di barite....................» 510
— di cadmio....................» 511
— di calce.....................» 510
— di cromo.....................» 511
— di ferro.....................» 510

Selenito di magnesia.............Pag. 510
— di manganese.............. » ivi
— di nichelio.............. » ivi
— di piombo.................. » 511
— di potassa................. » 509
— di rame.................... » 511
— di soda.................... » 509
— di zinco................... » 510
Seleniuro di argento.............. » 443
— di ferro................... » 339
— d'idrogeno................. » 112
— di piombo.................. » 416
— di potassio................ » 278
— di rame.................... » 405
— di zinco................... » 368
Sesquibromuro di cromo........... » 385
— di ferro................... » 340
Sesquicarbonato di potassa......... » 565
— di soda.................... » 566
Sesquicianuro di ferro............ » 342
Sesquicloruro di bismuto (v. tricloruro di bismuto).
— di carbonio................ » 240
— di cromo................... » 384
— di ferro................... » 340
— d'iridio................... » 464
— di manganese............... » 303
— di oro (v. tricloruro di oro).
— di rodio................... » 463
— di titanio................. » 324
Sesquiferrocianuro di ferro......... » 345
Sesquifluoruro di cromo........... » 385
— di ferro................... » 341
— di manganese............... » 303
Sesquiioduro di ferro............. » 341
Sesquiossido di alluminio.......... » 305
— di antimonio (v. acido antimonioso).
— di bismuto (v. ossido di bismuto).
— di cobalto................. » 364
— di cromo................... » 380
— di ferro................... » 335
— — idrato.............. » 336-348
— d'iridio................... » 464
— di manganese............... » 299
— di nichelio................ » 362
— di oro (v. acido aurico).
— di osmio................... » 396
— di rodio................... » 462
— di rutenio................. » 466
— di sodio................... » 281
— di stagno.................. » 375
— di titanio................. » 322
Sesquisolfuro di antimonio (v. trisolfuro di antimonio).
— di cobalto................. » 365
— di cromo................... » 384
— di ferro................... » 338
— di rodio................... » 463
— di stagno.................. » 376
Silicati......................... » 584
Silicato di allumina.............. » 586
Silicato di barite..............Pag. 585
— di calce................... » ivi
— di ferro................... » 587
— di glucina................. » ivi
— di magnesia................ » 585
— di manganese............... » 587
— di piombo.................. » 588
— di potassa................. » 584
— — e di allumina........ » 589
— di rame.................... » 588
— di soda.................... » 585
— — e di allumina........ » 589
— di stronziana.............. » 585
— di zinco................... » 588
Silice (v. acido silicico).
Silicio.......................... » 92
Siliciuro di ferro................ » 342
Simboli.......................... » 24
Smalti........................... » 581
Smeraldo......................... » 307
Smeriglio........................ » 305
Soda (v. idrato di soda).
— artificiale................. » 565
— di varech.................. » 66
— naturale................... » 565
Sodio............................ » 281
Soffioni......................... » 241
Solfati.......................... » 491
— doppi...................... » 499
Solfato di allumina............... » 494
— di ammoniaca............... » 492
— — e di allumina........ » 500
— di argento................. » 499
— di barite.................. » 493
— di cadmio.................. » 496
— di calce................... » 493
— di cobalto................. » 497
— di cromo................... » ivi
— — e di potassa........ 381-501
— di ferro................... » 496
— di glucina................. » 494
— d'idrogeno (v. acido solforico monoidrato).
— di litina.................. » 492
— di magnesia................ » 494
— di manganese............... » ivi
— di mercurio................ » 498
— di nichelio................ » 497
— di percloruro di fosforo...... » 208
— di piombo.................. » 498
— di potassa................. » 491
— — e di allumina........ 97-499
— — e di magnesia........ » 501
— di protossido e sesquiossido di ferro................. » 502
— di rame.................... » 497
— di soda.................... » 491
— — e di magnesia........ » 501
— di stagno.................. » 497
— di stronziana.............. » 493
— di uranile................. » 495
— di uranio.................. » ivi
— di zinco................... » ivi

Solfido carbonico (v. bisolfuro di carbonio).
— idrico (v. protosolfuro d'idrogeno).
Solfidramide....................Pag. 177
Solfidrati.................... » 111
Solfiti.................... » 503
Solfito di allumina.................... » 504
— di argento.................... » 506
— di barite.................... » 504
— di bismuto.................... » 506
— di calce.................... » 504
— di cromo.................... » 505
— di ferro.................... » ivi
— di glucina.................... » ivi
— di litina.................... » 504
— di magnesia.................... » ivi
— di manganese.................... » 505
— di mercurio.................... » 503
— di piombo.................... » ivi
— di platino.................... » 507
— di potassa.................... » 503
— di rame.................... » 505
— di soda.................... » 504
— di stagno.................... » 505
— di stronziana.................... » 504
— di uranio.................... » 505
— di zinco.................... » ivi
Solfo.................... » 53
Solfoantimoniato di potassio.................... » 229
Solfo antimonito di argento.................... » 443
Solfocarbonati.................... » 239
Solfo elastico.................... » 56
— in cannelli.................... » 55
— insolubile nel solfuro di carbonio.................... » 57
Solfopercloruro di fosforo.................... » 209
Solfosali.................... » 468
Solfotellurati.................... » 146
Solfotelluriti.................... » ivi
Solfuri di antimonio.................... » 227
— di arsenico.................... » 216
— di bario.................... » 286
— di fosforo.................... » 201
— d'iridio.................... » 464
— di molibdeno.................... » 395
— di oro.................... » 453
— di osmio.................... » 398
— di potassio.................... » 276
— di rutenio.................... » 466
— di tellurio.................... » 146
— di tunsteno.................... » 146
— di vanadio.................... » 390
— metallici.................... » 388
Solfuro di alluminio.................... » 269
— di argento.................... » 306
— di azoto.................... » 443
— di boro.................... » 182
— di cadmio.................... » 242
— di cerio.................... » 372
— di didimio.................... » 312
— di glucio.................... » 315
— d'ilmenio.................... » 308
.... » 401
Solfuro d'ittrio....................Pag. 317
— di magnesio.................... » 297
— di piombo.................... » 416
— di silicio.................... » 246
— di zinco.................... » 368
— di zirconio.................... » 309
Solubilità dei sali.................... » 484
Soluzione.................... » 7
Sostanze organiche dell'aria.................... » 256
Sottobromuro di mercurio.................... » 434
— di rame.................... » 406
Sottocloruro di carbonio.................... » 240
— di mercurio.................... » 430
— di rame.................... » 405
— di solfo.................... » 137
— di uranio.................... » 320
Sottoioduro di mercurio.................... » 434
— di rame.................... » 406
Sottosolfuro di arsenico.................... » 217
— di ferro.................... » 337
— di fosforo.................... » 201
— di mercurio.................... » 435
— di nichelio.................... » 362
— di rame.................... » 405
Sottossido di antimonio.................... » 223
— di argento.................... » 441
— di arsenico (v. ossido di arsenico).
— di mercurio.................... » 429
— di piombo.................... » 412
— di rame.................... » 403
— di uranio.................... » 319
— di zinco.................... » 367
Spato calcare.................... » 567
— fluore (v. fluoruro di calcio).
— pesante (v. solfato di barite).
Spinello nero (v. pleonasto).
— rosso.................... » 593
Spirito di corno di cervo (v. ammoniaca liquida).
— di sale ammoniaco (v. ammoniaca liquida).
— di sal marino (v. acido idroclorico).
Splendore metallico.................... » 263
Spugna di platino.................... » 13-457
Stagno.................... » 372
Stannati.................... » 608
Stannato di ammoniaca.................... » ivi
— di barite.................... » ivi
— di calce.................... » ivi
— di potassa.................... » ivi
— di soda.................... » ivi
Stato naturale de'corpi.................... » 3
— de'metalli.................... » 266
Steatite.................... » 585
Stronziana (v. protossido di stronzio).
Stronzio.................... » 287
Sublimato corrosivo (v. protocloruro di mercurio).
Surossido idrico (v. biossido d'idrogeno).

T

Tafelspath (v. wollastonite).
Tantalio........................ Pag. 398
Tantalite........................ » ivi
Tavola del calorico specifico........ » 32
— della densità dell'acido azotico. » 612
— — dell'acido idroclorico. » 613
— — dell'acido solforico.. » 611
— della forza elastica del vapore. » 610
— degli equivalenti........... » 609
Tefroite........................ » 587
Telloruro d'idrogeno............. » 113
— di potassio................. » 278
Tellurati........................ » 512
Tellurato d'ammoniaca............. » ivi
— di barite.................. » ivi
— di calce.................. » ivi
— di magnesia............... » ivi
— di potassa................. » ivi
— di soda.................... » ivi
— di stronziana.............. » ivi
Tellurido idrico (v. telloruro d'idrogeno).
Tellurio......................... » 59
Tellurisali....................... » 468
Tempera dell'acciaio.............. » 332
Tenacità de'metalli............... » 264
Tensione dei vapori (v. forza elastica dei vapori).
— dell'acido carbonico liquido... » 236
— del vapor di acqua (v. forza elastica dei vapori).
Teorica atomica.................. » 28
— dei volumi................ » 26
— di Davy sugli acidi e sui sali.. » 471
Terbina (v. ossido di terbio).
Terbio........................... » 317
Tetrasolfuro di ammonio........... » 180
Tinckal......................... » 580
Titanio.......................... » 322
Titolo dell'argento............... » 445
— dell'oro.................. » 455
Topazio.......................... » 586
Torba............................ » 85
Torina (v. ossido di torio).
Torio............................ » 310
Torite........................... » ivi
Tremolite........................ » 591
Tribromuro di antimonio........... » 232
— di oro..................... » 455
Tricloruro di antimonio........... » 230
— di bismuto................. » 425
— di fosforo................. » 207
— d' iodo.................... » 159
— d' iridio.................. » 465
— di oro..................... » 454
Trifelina........................ » 492
Trifluoruro di cromo.............. » 385
Triioduro di antimonio............ » 232
— di bismuto................. » 425
— di fosforo................. » 212
Triioduro di oro................ Pag. 455
Trimoliddato di barite............ » 606
— di potassa................. » 605
— di soda.................... » 606
Triossido d'iridio................ » 464
— di oro (v. acido aurico).
Trisolfuro di antimonio........... » 227
— di arsenico................ » 217
— di bismuto................. » 425
— di fosforo................. » 202
— di potassio................ » 277
— di tellurio................ » 146
Tubo di sicurezza................. » 114
Tunstati..................... » 390-602
Tunstato di ammoniaca............. » 602
— di argento................. » 603
— di barite.................. » 602
— di calce................... » ivi
— di ferro e di manganese..... » 604
— di magnesia................ » 603
— di mercurio................ » ivi
— di piombo.................. » ivi
— di potassa................. » 602
— di rame.................... » 603
— di soda.................... » 602
— di soda e di tunsteno....... » 389
— di stronziana.............. » 602
— di tunsteno................ » 603
— di uranio.................. » ivi
Tunsteno......................... » 388
Turbit minerale (v. solfato di mercurio).

U

Uranile.......................... » 320
Uranio........................... » 318
Urano (v. protossido d'uranio).

V

Valvole di sicurezza.............. » 426
Vanadati......................... » 600
Vanadato di allumina.............. » 601
— di ammoniaca............... » 600
— di argento................. » 602
— di barite.................. » 601
— di calce................... » ivi
— di ferro................... » ivi
— di magnesia................ » ivi
— di manganese............... » ivi
— di mercurio................ » 602
— di piombo.................. » ivi
— di potassa................. » 600
— di soda.................... » ivi
— di stronziana.............. » 601
— di zinco................... » ivi
Vanadio.......................... » 386
Vapore d'acqua................... » 95
— nitroso (v. acido ipoazotico).
Vapori........................... » 3
Verde di Scheele.................. » 560
Vetriolo bianco (v. solfato di zinco).

Vetriolo di Cipro (v. solfato di rame).
— romano (v. solfato di ferro).
— turchino (v. solfato di rame).
— verde (v. solfato di ferro).
Vetro........................Pag. 591
— di antimonio (v. ossisolfuro di antimonio).
— di Boemia.................. » ivi
— fosforico.................. » 195
— solubile di Fuchs........... » 585
Voltaite....................... » 502
Volume atomico................ » 36
— equivalente................ » 26

W

Wagnerite...................... » 544
Wawellite....................Pag. 544
Williamite..................... » 588
Witherite...................... » 567
Wolfram (v. tunstato di ferro e di manganese).
Wollastonite................... » 585
Wootz.......................... » 334

Z

Zaffiro........................ » 305
Zinco.......................... » 366
Zirconia (v. ossido di zirconio).
Zirconio....................... » 308

FINE

Pag.	lin.	ERRATA	CORRIGE
10	38	all'affinità chimica	dell'affinità chimica
16	42	di un'alterazione	da un'alterazione
77	27	Cristallizza i romboedri	Cristallizza in romboedri
98	11	espolsione	esplosione
109	26	dalla putrefazione	della putrefazione
183	23	l'acole	l'alcole
184	15	in cui si è stata	in cui è stata
204	16	dall'aria	dell'aria
228	22	ha il calore	ha il colore
231	1	che si risulta	che risulta
246	31	$3CS^2 = S^6 \quad C^2$	$3CS^2 = S^6 \quad C^3$
249	22	$2SO^3$	$3SO^3$
296	3	ad un color rosso	ad un calor rosso
335	41	*calcotar*	*colcotar*
376	20	al color rosso scuro	al calor rosso scuro
435	10	protocloruro	protoioduro
452	27	$AuO^3, + 2AzH^3 + HO$	$AuO^3, 2AzH^3 + HO$
456	25	quella del platino	quello del platino
496	38	lascivandolo	liscivandolo
521	41	è stata	è stato
530	17	del cloruro di sodio	dal cloruro di sodio
553	12	$2MnO, PO^5, + 2Aq$	$2MnO, PO^5 + 2Aq$
579	2	Il nitrato	L'ossalato
582	20	con cloruro di bario	con cloruro di stronzio
589	22	$(KO + SiO^3) + (Al^2O^3 + O^3 3Si)$	$(KO + SiO^3) + (Al^2O^3 + 3SiO^3)$
607	34	richiede ad un'altissima temperatura	richiede un'altissima temperatura.

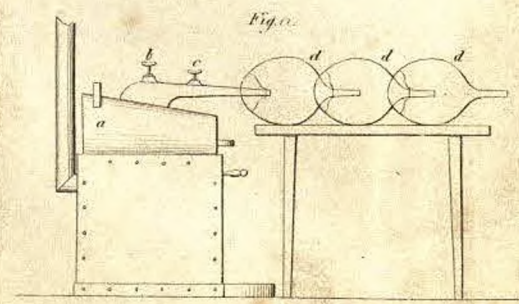
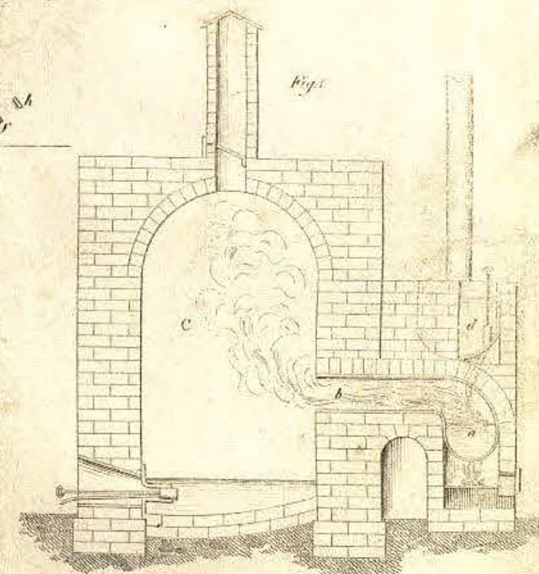
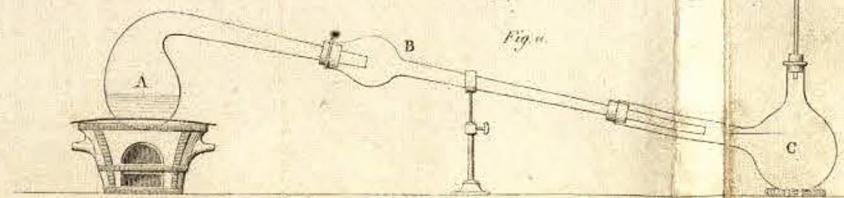
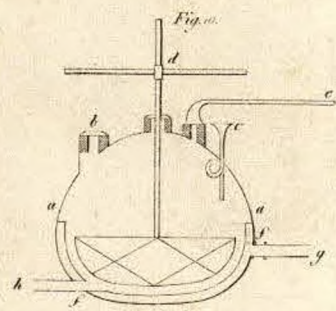
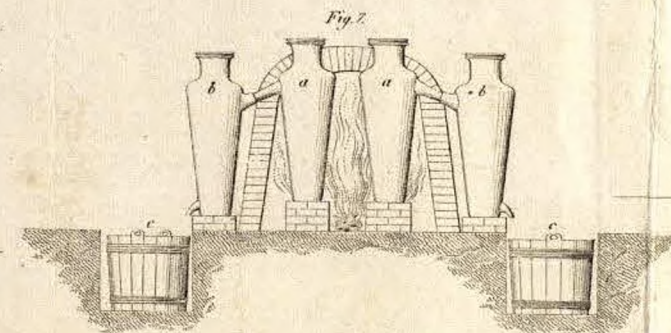
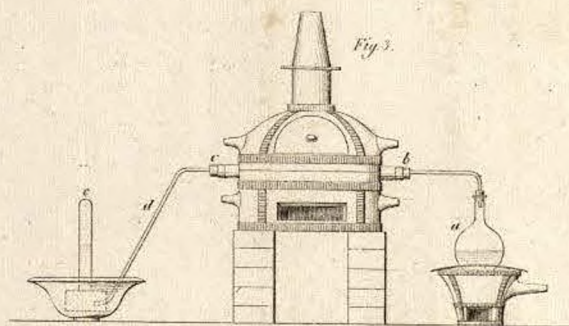
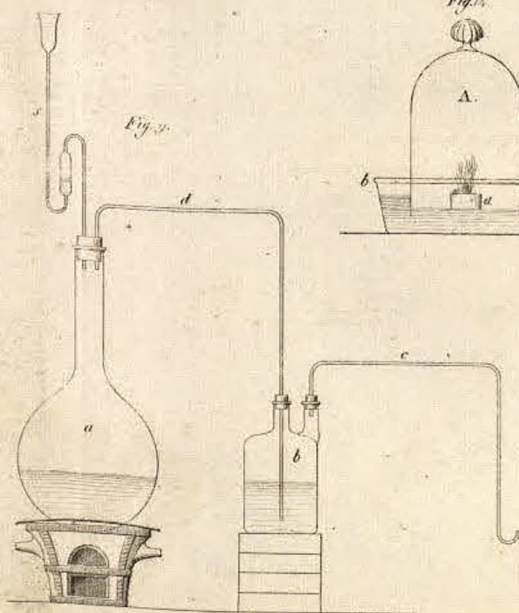
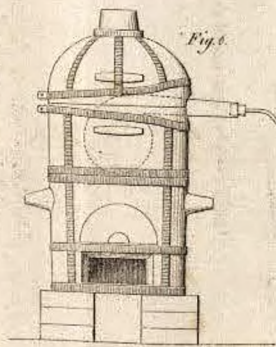
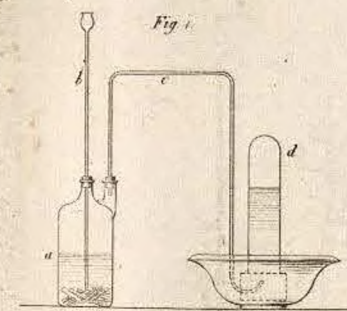
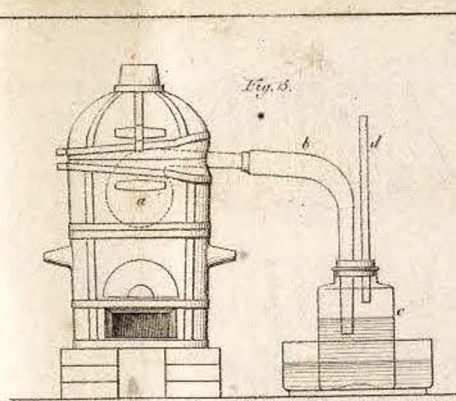
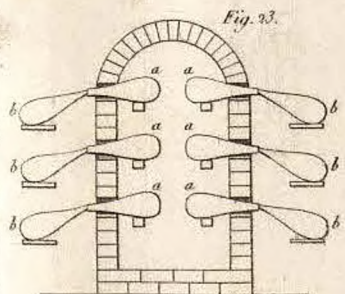
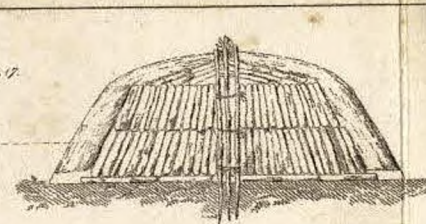
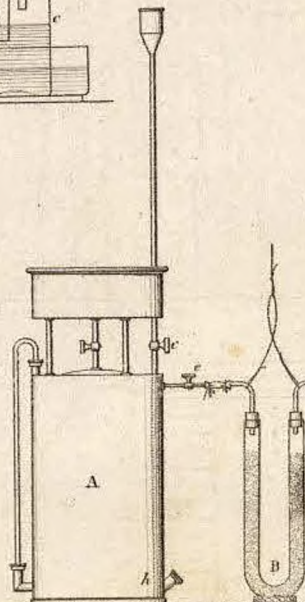
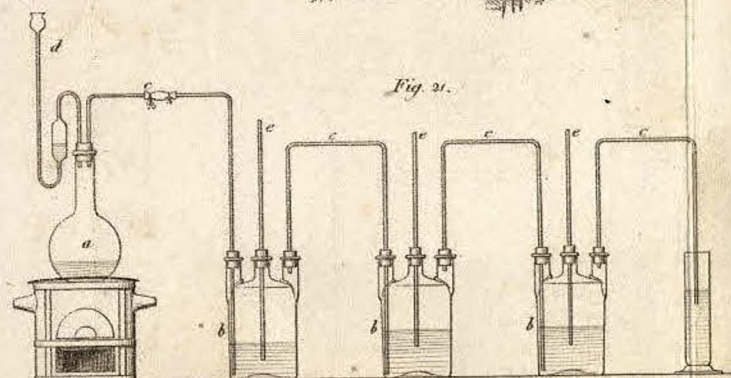
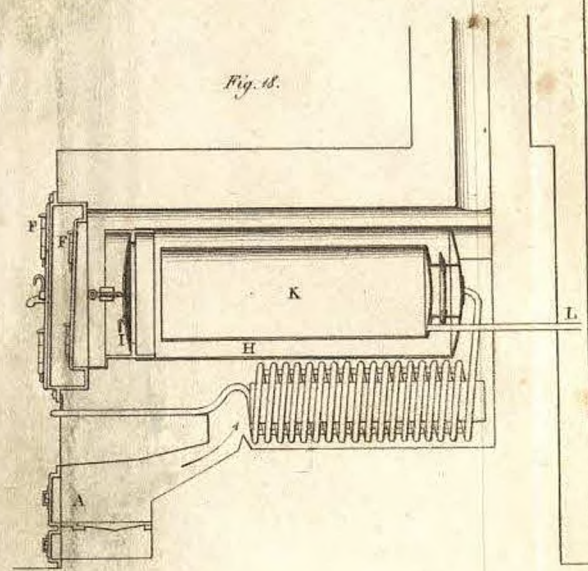
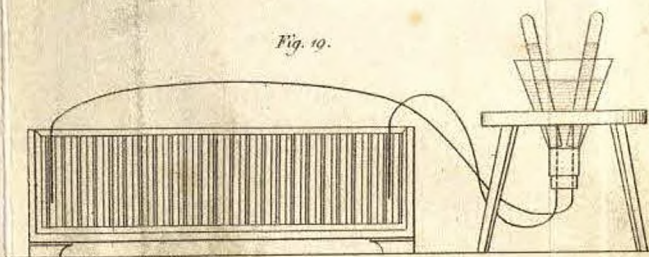
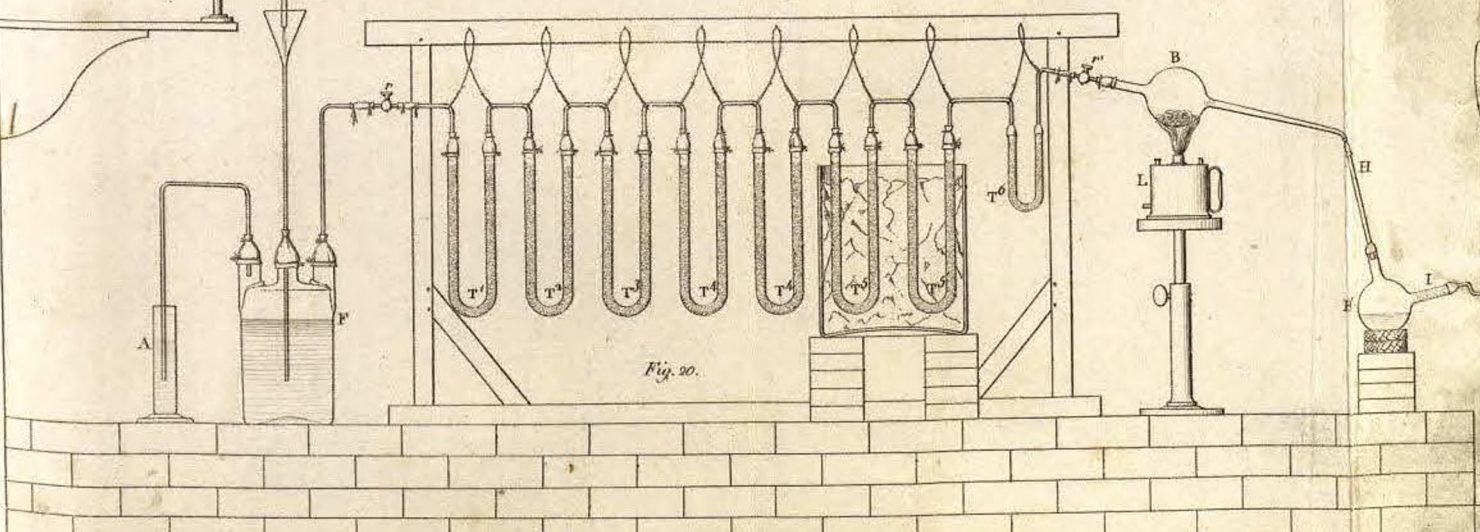
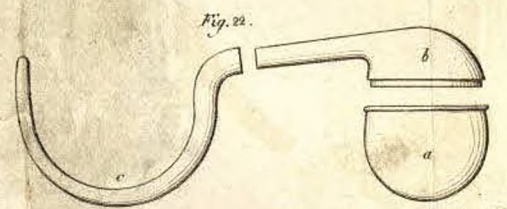
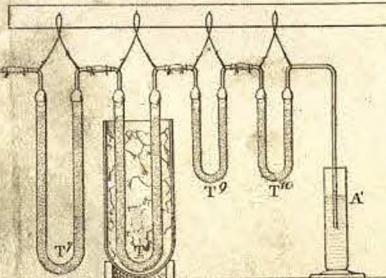
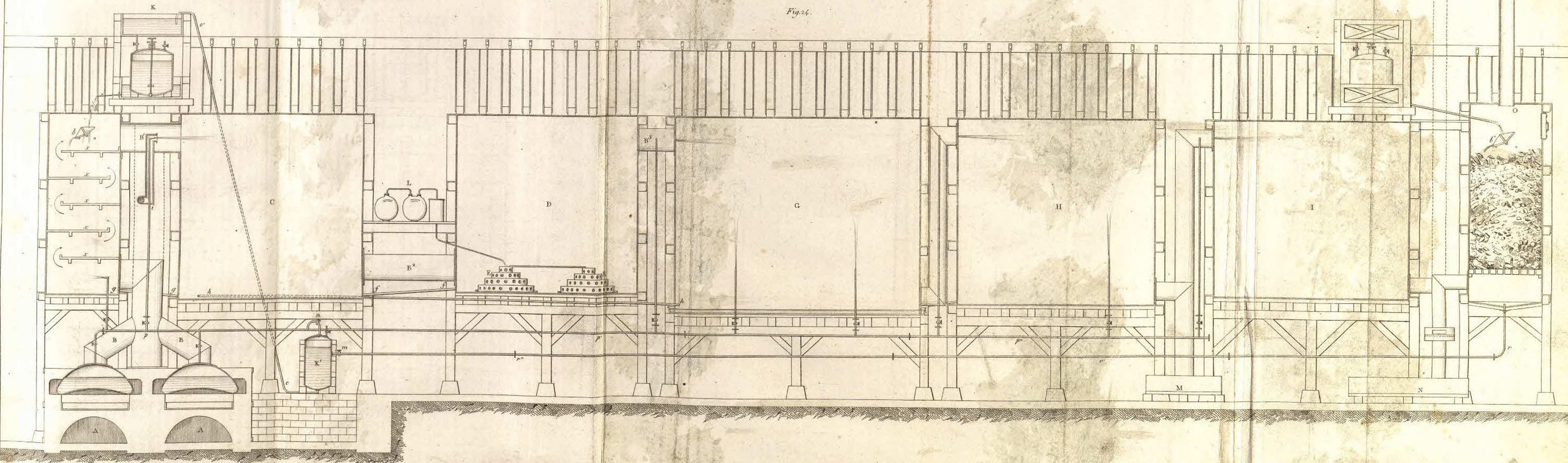
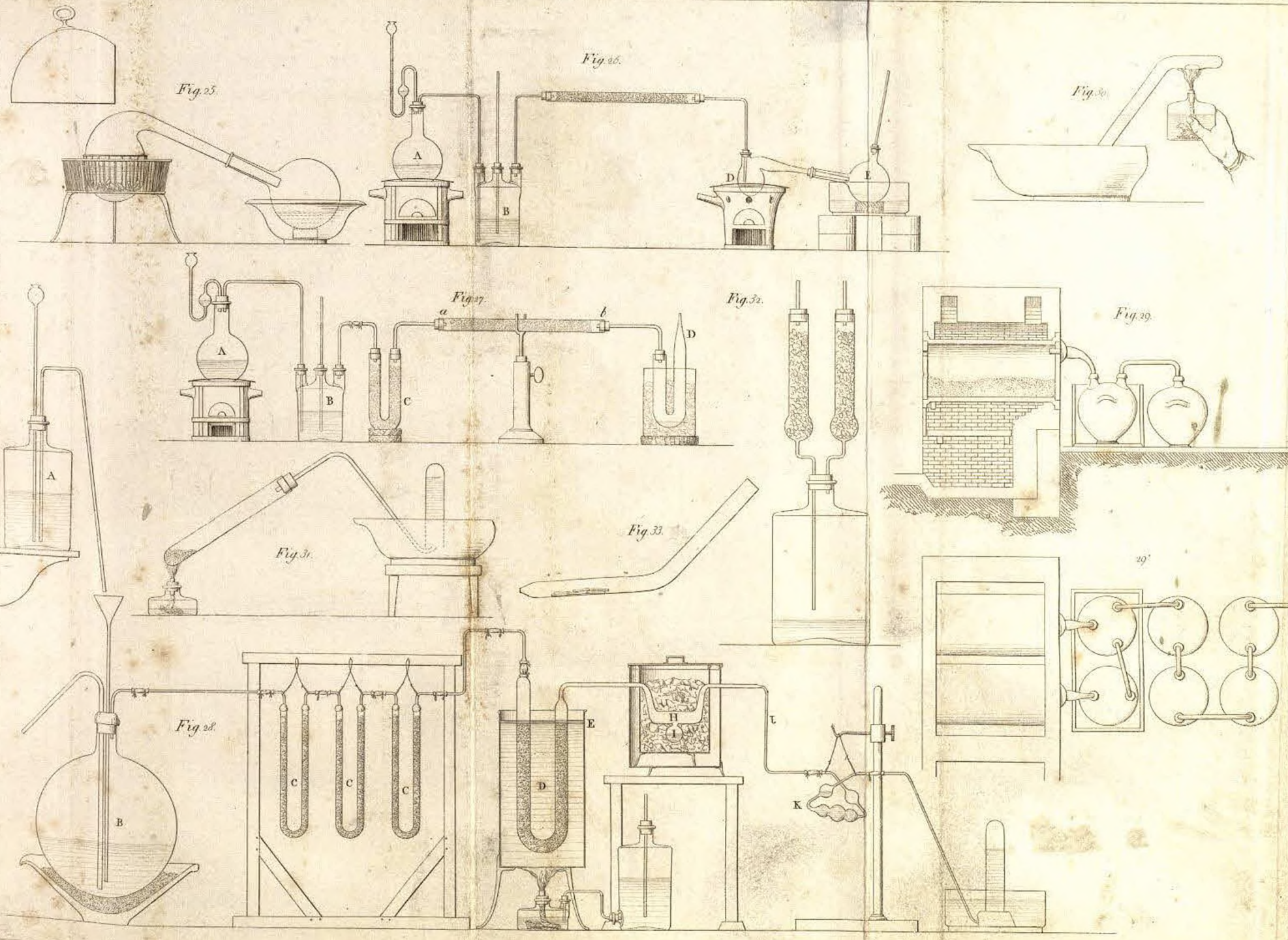
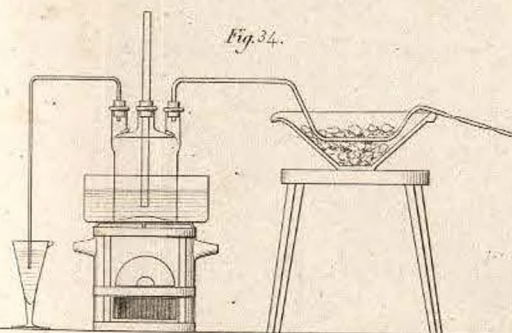
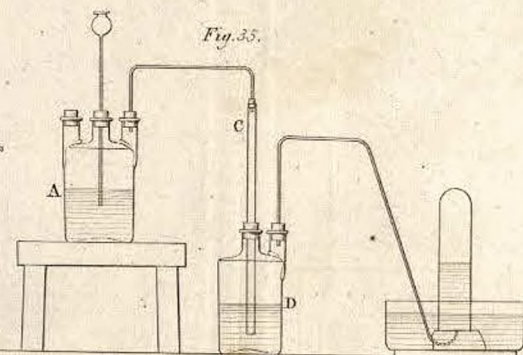
CONSIGLIO GENERALE DI PUBBLICA ISTRUZIONE

Napoli 28 luglio 1853

Vista la domanda di Raffaele Marotta, il quale ha chiesto di porre a stampa l' opera intitolata — *Trattato Elementare di Chimica inorganica*, per R. Piria.

Visto il parere del Regio Revisore Signor D. Domenico Minichini:

Si permette che la indicata opera si stampi; ma non si pubblichi senza un secondo permesso che non si darà se prima lo stesso Regio Revisore non avrà attestato di aver riconosciuto nel confronto, essere l' impressione uniforme all' originale approvato.

Il Presidente: *Francesco Saverio Apuzzo*.
Il Segretario: *Giuseppe Pietrocola*.

T. I.
Fig. 1
Fig. 2
Fig. 3
Fig. 6
Fig. 7
Fig. 14
Fig. 10
Fig. 13
Fig. 11
Fig. 9

Tito Pandolfini inc.

T. I
Fig. 24.
K
C
L
D
G
H
I
O
M
N
A
A
B
B

Fig. 25.
Fig. 26.
A
B
D
E
Fig. 30.
Fig. 27.
a
b
A
B
C
D
Fig. 32.
Fig. 29.
A
Fig. 31.
Fig. 33.
29'
Fig. 28.
B
C
C
C
D
E
H
I
L
K
Tito Pandolfini inc.

Fig. 34.

Fig. 35.

A

C

D

Fig. 36.

Fig. 37.

b

c

d

A

Fig. 38.

Fig. 39.

Fig. 40.

e

b

c

A

D

Fig. 41.

c

A

B

Fig. 42.

Fig. 43.

b

A

Tito Pandolfini inc.

Fig. 44.

A B C J t t F G H L

Fig. 45.

Fig. 46.

D E F G H I J K R B C R A

Fig. 47.

Fig. 48.

Fig. 49.

Tito Pandolfini inc.

Tito Pandolfini inc.

Fig. 59.
Fig. 60.
Fig. 61.
Fig. 62.
Fig. 63.
Fig. 64.
A
A
Tito Pandolfini inc.

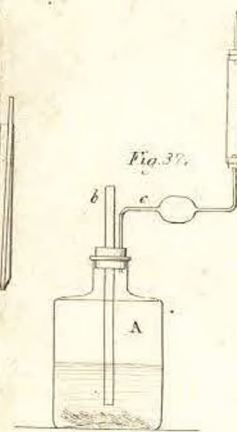
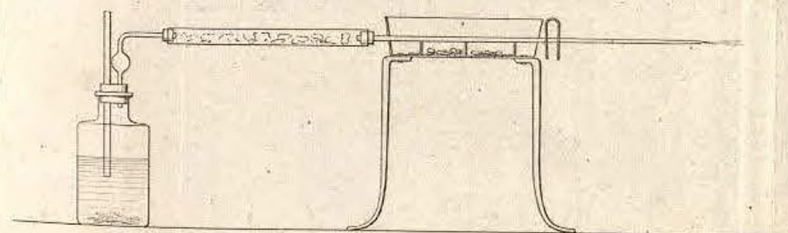
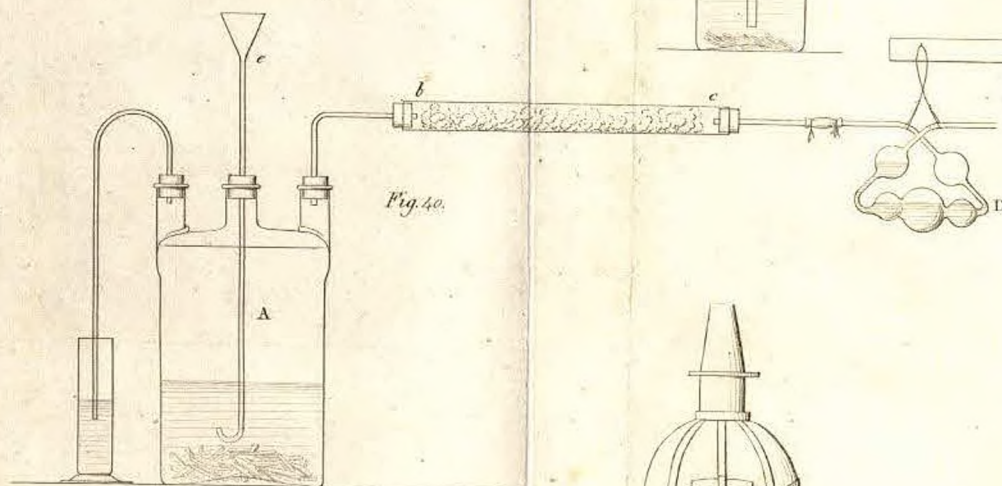
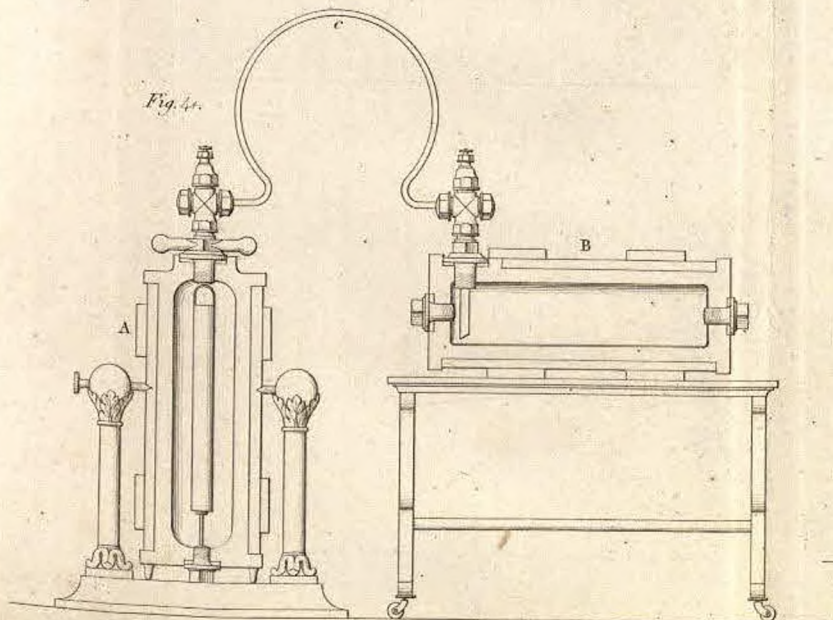
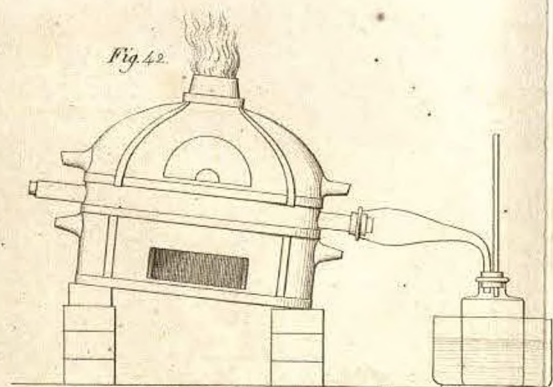
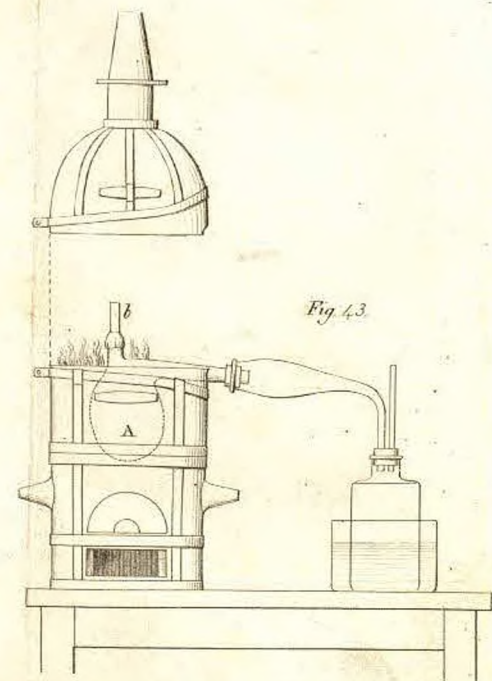
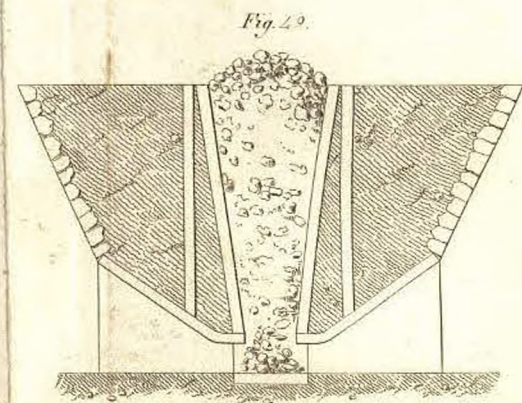
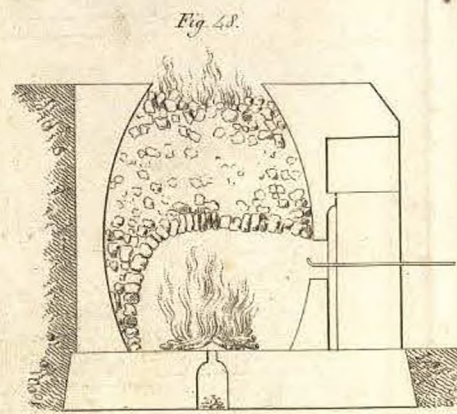
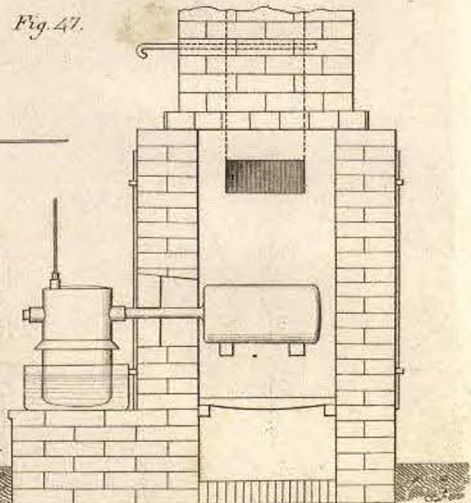
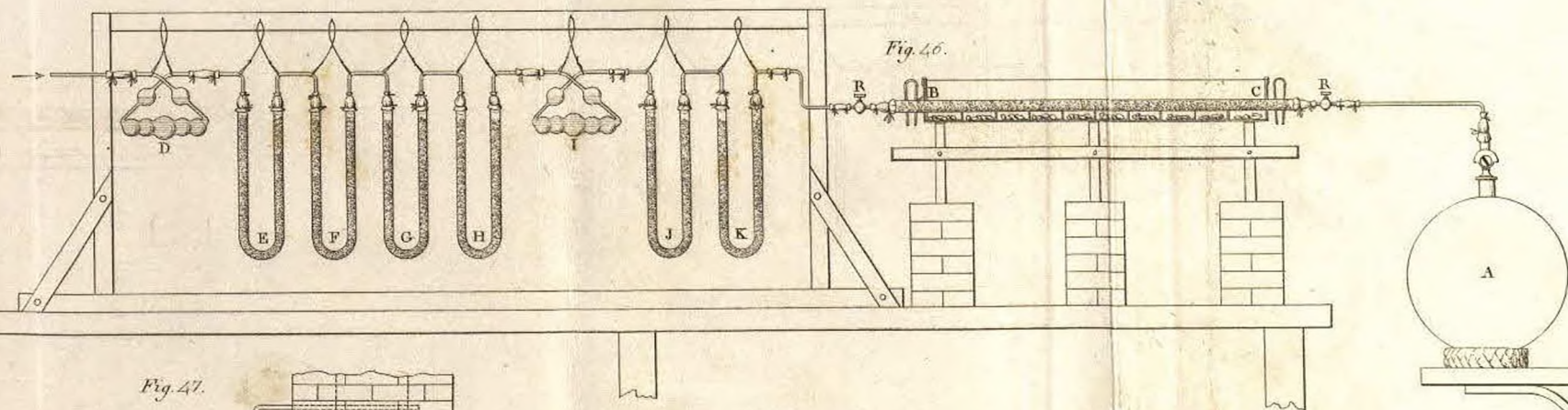
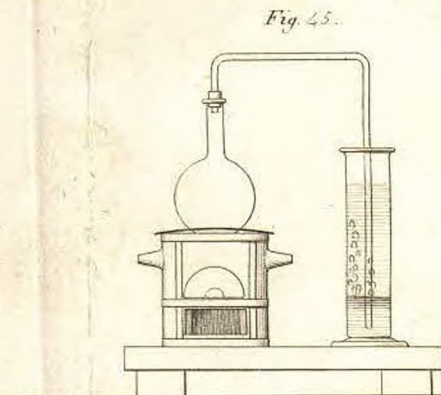
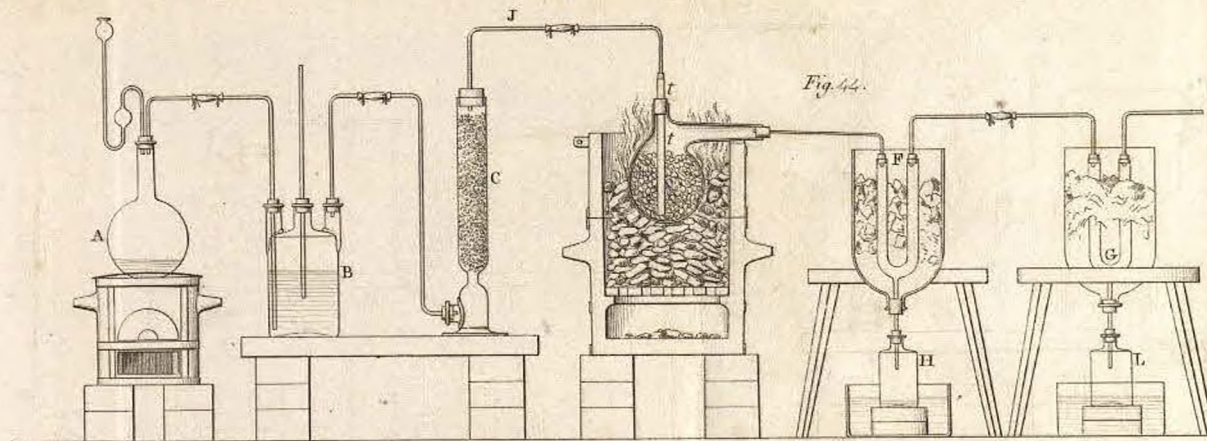
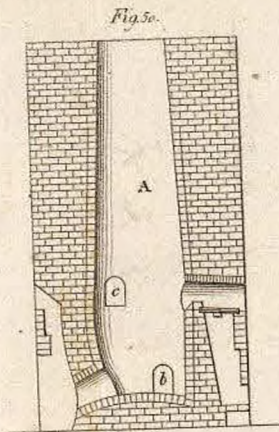
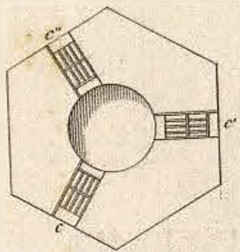
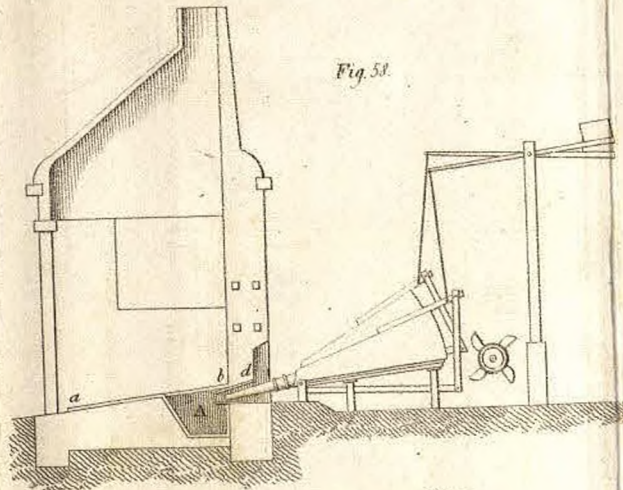
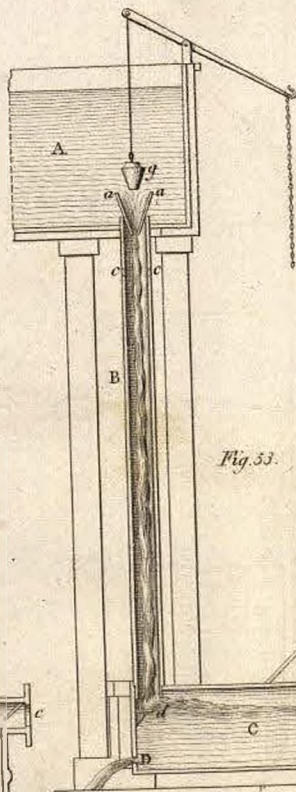
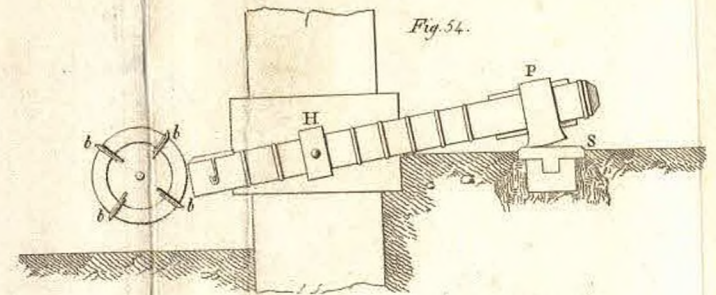
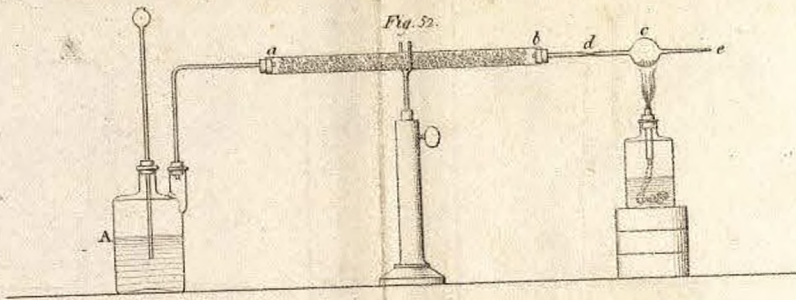
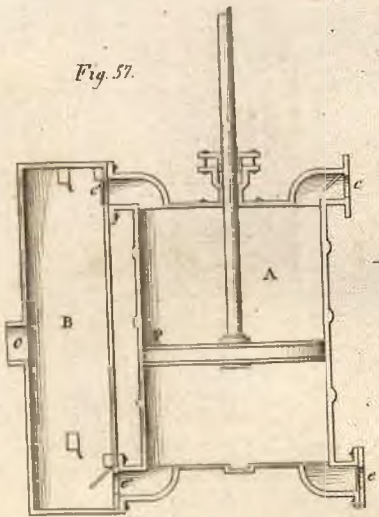
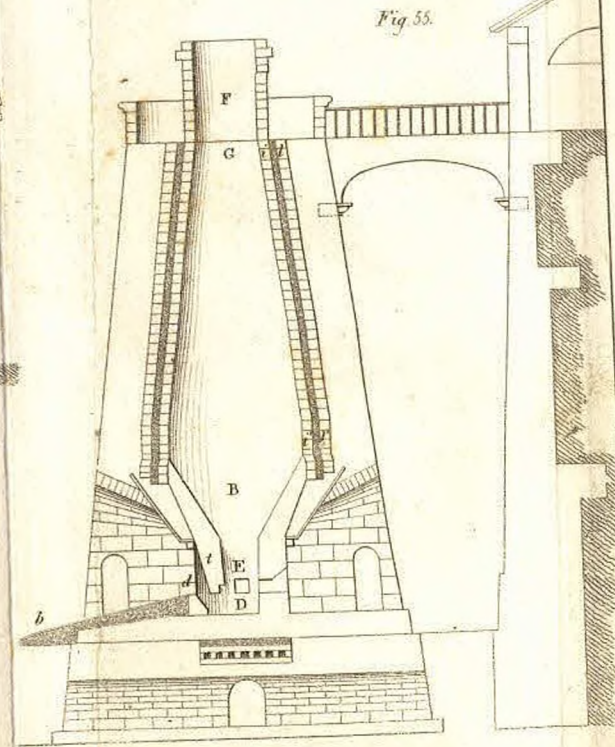
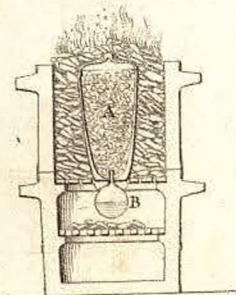
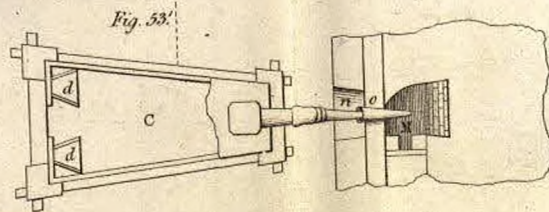
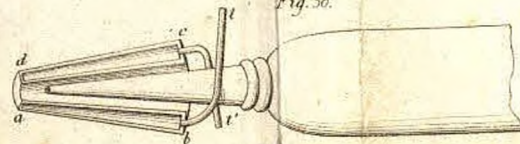
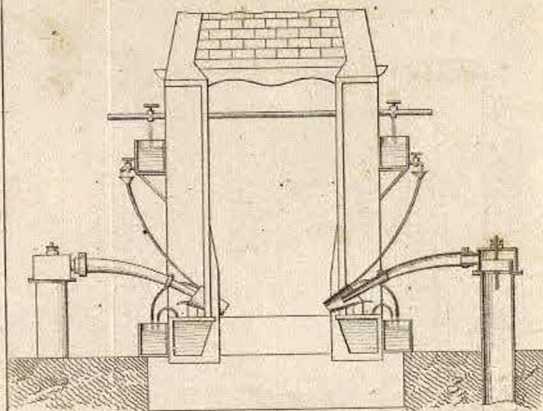
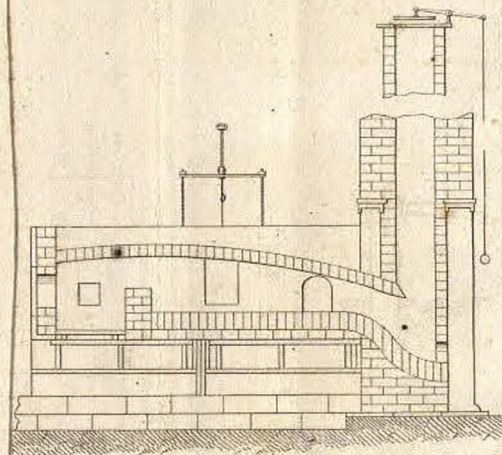
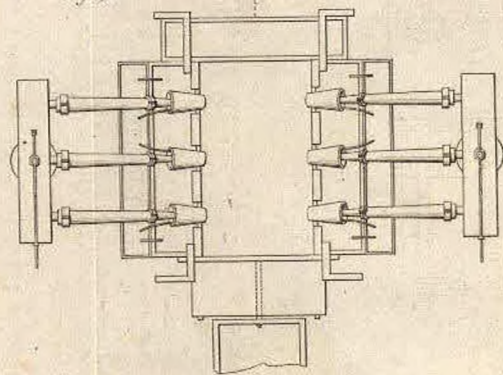
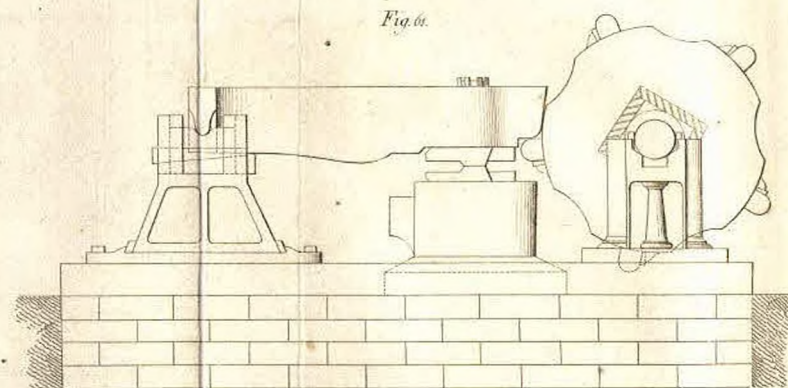
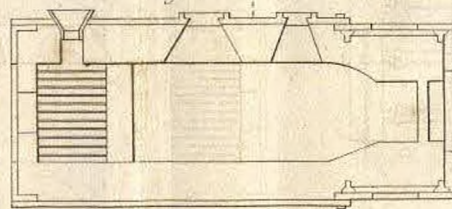
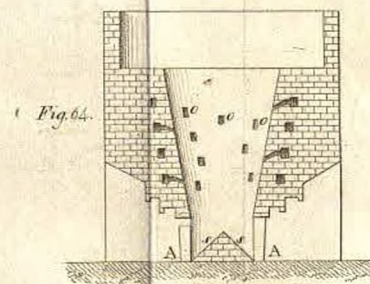
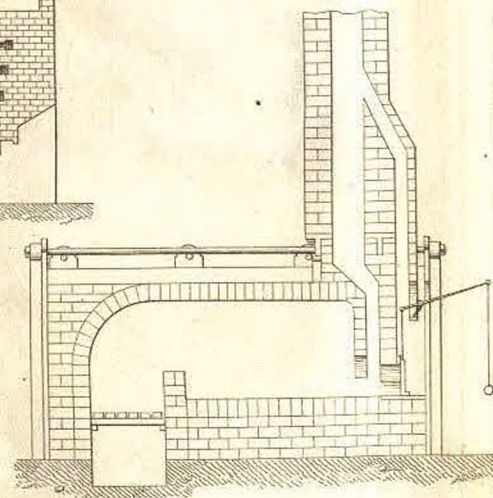
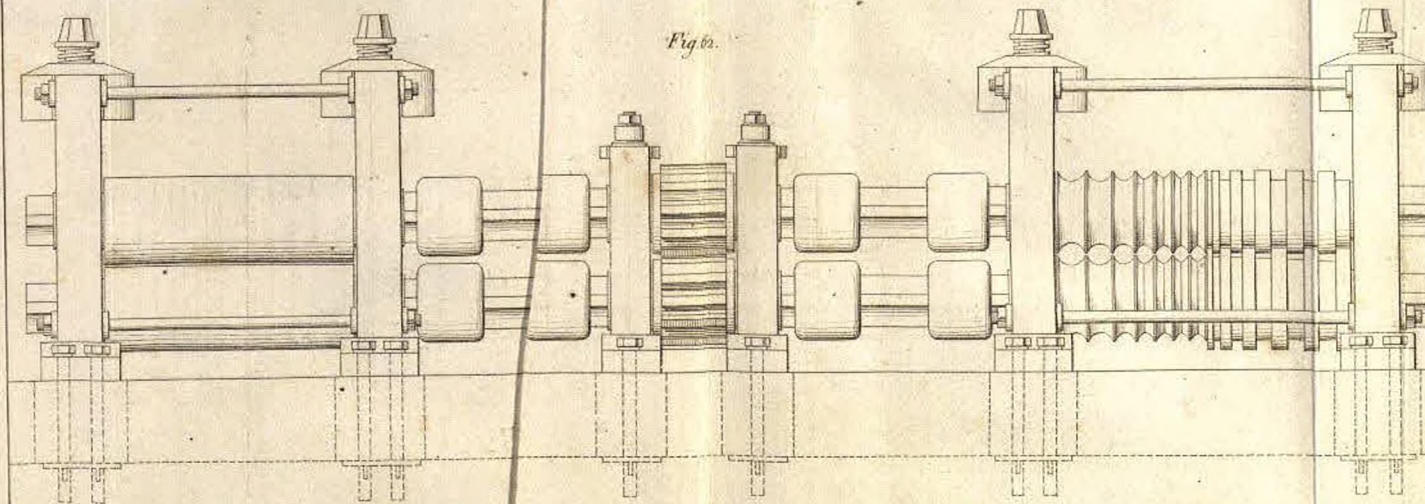
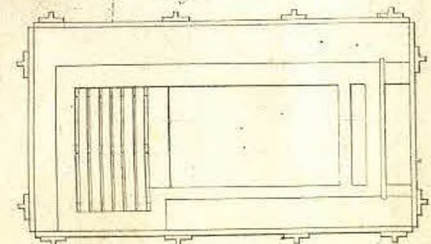
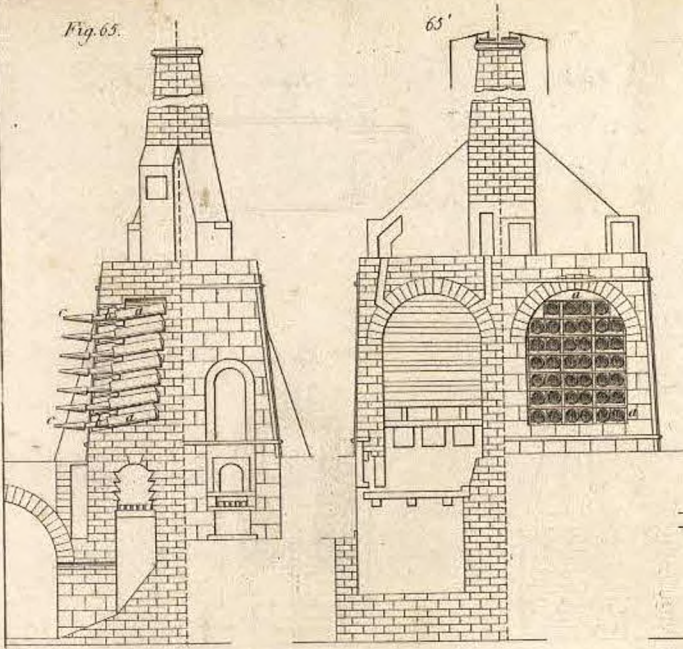
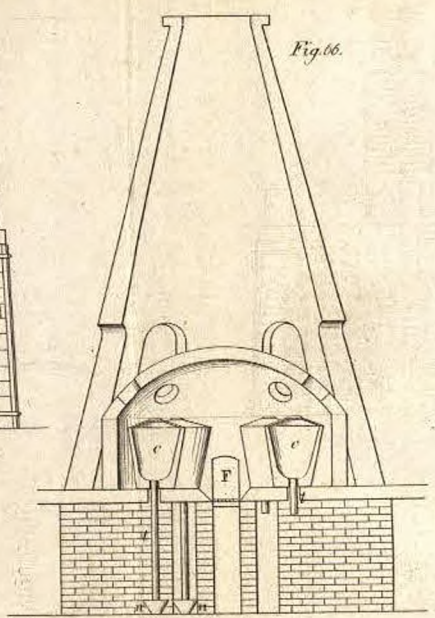
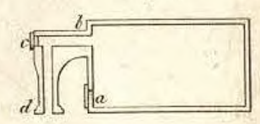
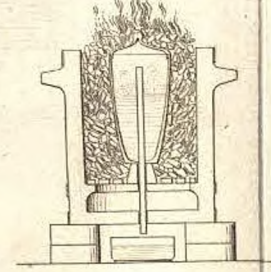
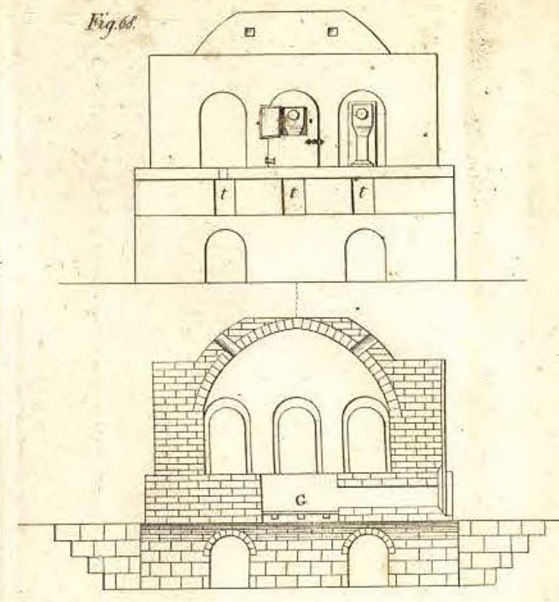
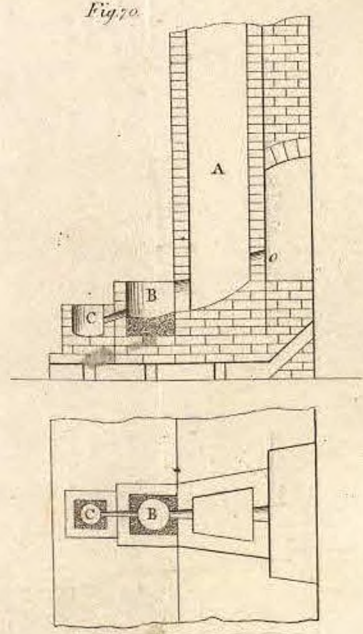
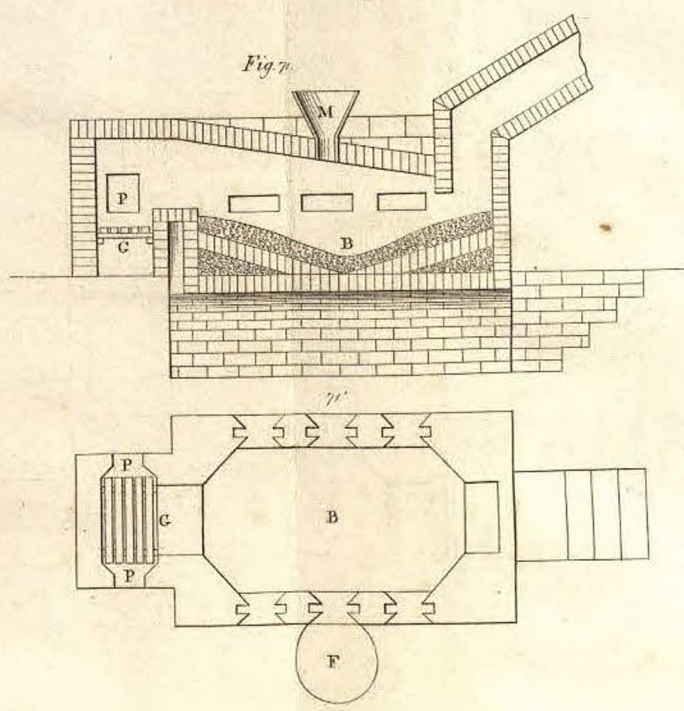
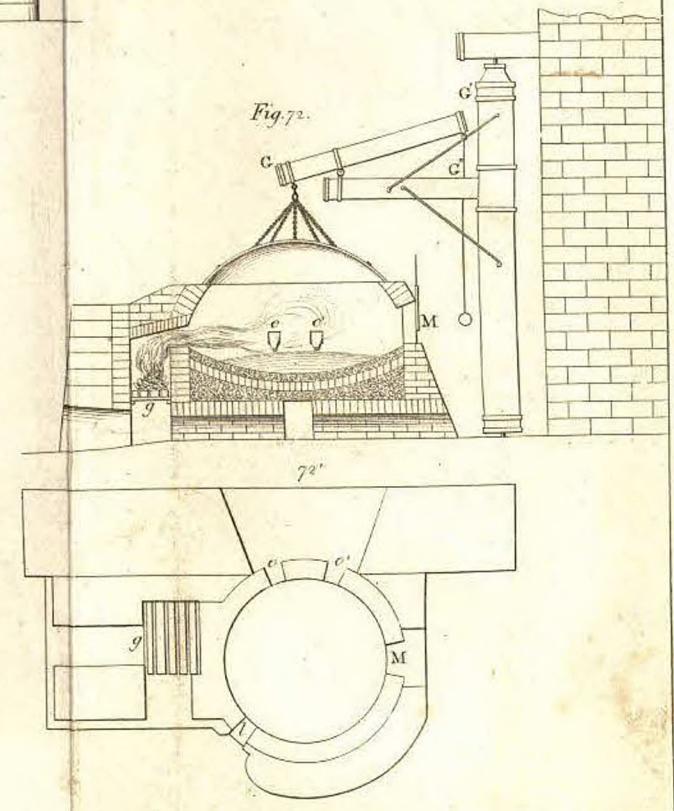
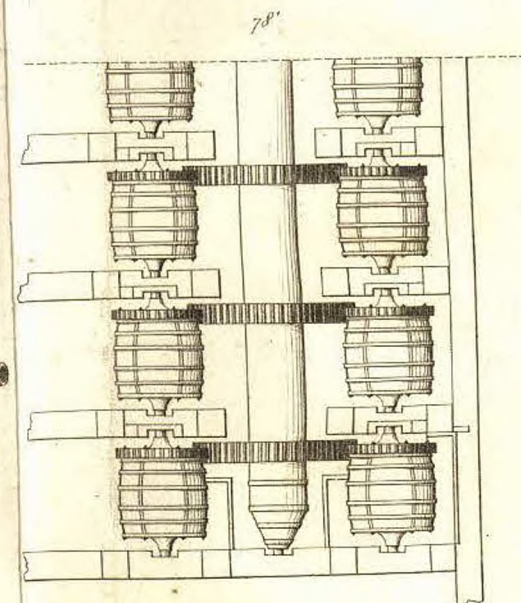
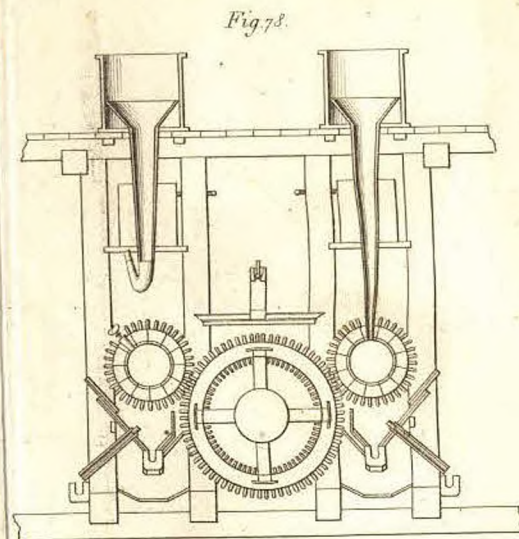
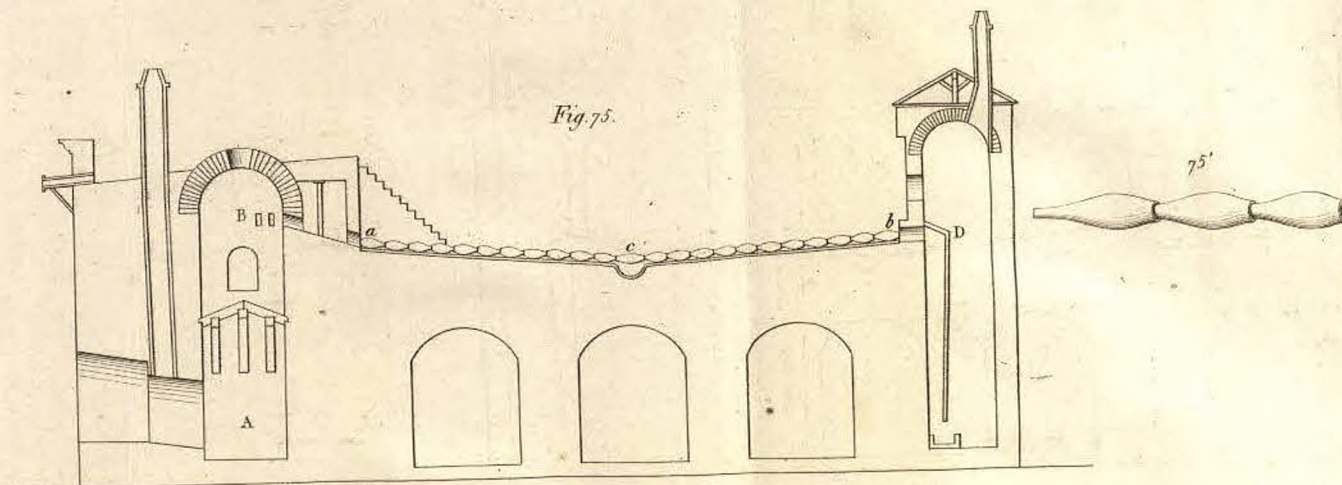
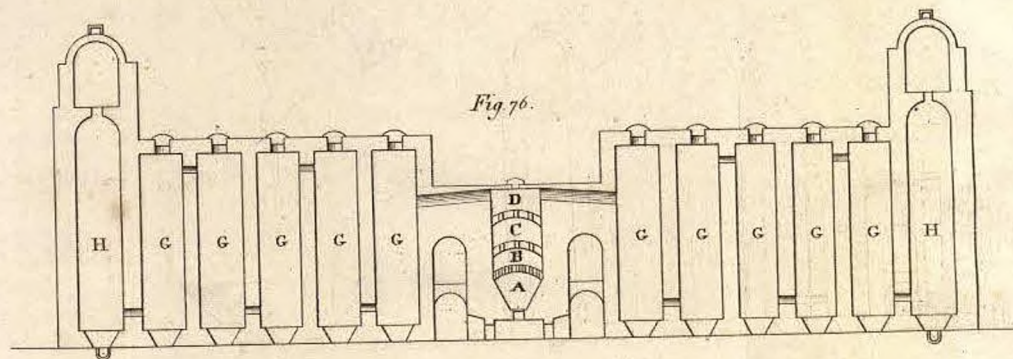
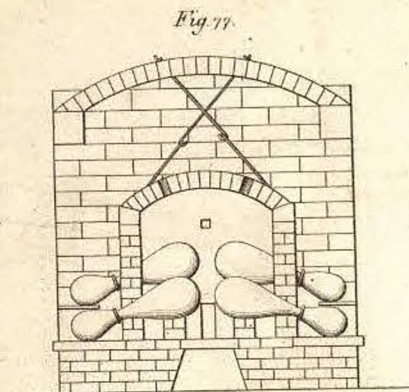
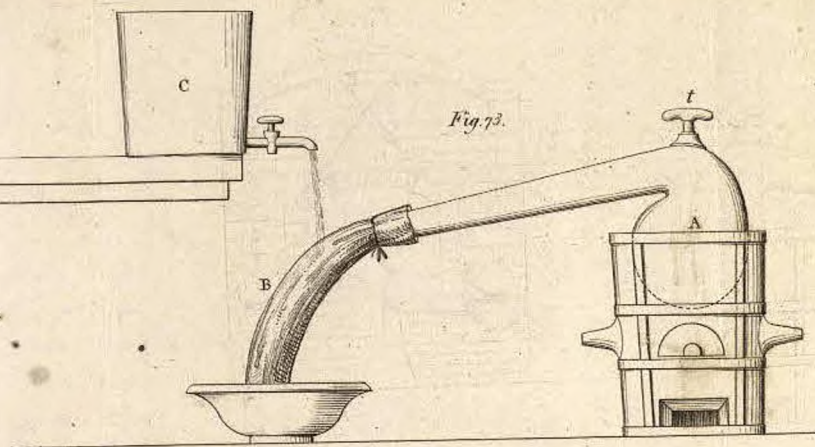



Fig. 65.
65'
Fig. 66.
Fig. 67.
Fig. 68.
Fig. 69.
Fig. 70.
Fig. 71.
71'
Fig. 72.
72'
A
B
C
F
G
M
P
Tito Pandolfini inc.

Fig. 73.
C
t
A
B
Fig. 77.
Fig. 78.
Fig. 76.
H
G
G
G
G
G
D
C
B
A
G
G
G
G
G
H
Fig. 74.
78'
Fig. 75.
B
a
c
b
D
A
75'
Tito Pandolfini inc.

T. XI.

aaa. Solfato di Soda cristallizzato
bbb. Azotato di Potassa
ccc. Solfato di Potassa
dddd. Solfato di Soda anidro
eee. Azotato di Barite
fff. Clorato di Potassa
ggg. Solfato di Magnesia anidro
hhh. Cloruro di Bario anidro
iii. Cloruro di Sodio
kkk. Cloruro di Bario cristallizzato
mmm. Cloruro di Potassio

Tito Pandolfini inc.